جمهورية العراق

وزارة التربية

المديرية العامة للمناهج



الكيمياء

للصف الثالث المتوسط

تـــــألـــيــف

أ. د. عمار هاني سهيل الدجيلي

أ . د. ســـرمد بهجـــت ديكـــران

د. ســمير حكــيم كـــريم

أ . د. مهند جميــل محمـــود

د. ســعدي محمـــد ظـــاهر

ســـالم محمد سيد النصراوي

كـــاظم رشــيد مـــوسى

ماجد حسـين خلف الجصانـي

كـــريم عبد الحسـين الكناني

الطبعة الحادية عشرة

١٤٤٥هـ - ٢٠٢٣م

المشرف العلمي على الطبع : د. هدى صلاح كريم

المشرف الفني على الطبع : سارة خليل إبراهيم

التصميم : أحمد عبد الصاحب ناجي

الموقع والصفحة الرسمية للمديرية العامة للمناهج





مقدمة

بما ان الصف الثالث المتوسط (السنة التاسعة من العمر المدرسي للطالب) يمثل نهاية مرحلة واضعاً الطالب على مفترق طرق يختار منها ما يلائم توجهاته في الحياة ٠٠(علمي ، أدبي ، مهني ،...) فقد كان لهذا الجانب الحيوي الحساس أثر واضح في وضع محتوى مفردات كتاب الكيمياء للثالث المتوسط من حيث:

١ - تهيئة الطالب للتخصص في المجالات العلمية المتنوعة.

٢- إطلاع الطالب على أحدث التطورات العلمية في حقل الكيمياء ودورها الفاعل في قيادة ركب التقدم العلمي -عالمياً- .

٣- التخفيف -ضمن الحدود التربوية والنفسية- من الجوانب النظرية والرياضية المرهِقة، سيما وأن الطالب يمر في هذه المرحلة من عمره بما يرافق نضجه المهاري والإنفعالي من تغيرات فسيولوجية تتطلب منه نوعاً من تركيز الذهن لمتابعة أمور الحياة كافة.

كل هذه الأمور وضعتها لجنة التأليف أمامها في إنتقاء محتوى المفردات بحيث يرى الكتاب النور ولما يزل بحاجة ماسة لآراء المدرسين وأولياء الأمور والتربويين الميدانيين بعد أن تتم تجربة الكتاب في عامه الدراسي الأول بعون الله.

غير أن تنفيذ المنهج وفق خطة مرسومة مسبقاً لابد وأن يعتمد جدياً على الجانب العملي المثري والمشوق للطلبة والذي يختصر الوقت للمدرس ويثبت المعلومات النظرية ويعمق إستيعابها لدى الطلبة معتمدين أساساً على:

١ - ما توفره البيئة المحلية من مواد سداً للنقص الذي قد يحصل في موجودات المختبر المدرسي.

٢- المناقلة بين المدارس القريبة.

٣- التنسيق مع شعبة المختبرات في قسم الشؤون الفنية و مركز الوسائل التعليمية (أو شعبة التقنيات)، وهنا نود التأكيد على ذكر كتابي الكيمياء للصفين الأول والثاني من ضرورة التنسيق بين مدرس الكيمياء وإدارة المدرسة لتنظيم سفرات نوعية (علمية ترفيهية في الوقت نفسه) للمعامل والمصانع القريبة من المدرسة لإطلاع الطلبة -ميدانياً- على مراحل التصنيع المختلفة وتكليف الطلبة -كمجاميع- لإعداد تقارير (يكافؤون عنها) لتشدهم الى التطور العلمي السريع النافع .

وهنا نود الإشارة الى أن لجنة التأليف -إضافة للمذكورة أسماؤهم على الغلاف- قد ضمّت كُلاً من هدى صلاح كريم وخلود مهدي سالم وأكرم حنا إيليا وخليل رحيم علي وباسل ابراهيم الشوك.كما وتود اللجنة ان تقدم شكرها وتقديرها للخبيرين العلميين الاستاذ الدكتور عبد المحسن عبد الحميد الحيدري والسيد جمال محمد موسى الاسدي على مراجعتهم مسودة الكتاب.

آملين من كل من يهمه أمر تطوير الكتاب ، رفد المديرية العامة للمناهج -تحريرياً- بكل ما يسهم في التطوير والتنقيح المستمر بما يواكب المسيرة العلمية المتسارعة والله الموفق. لجنة التأليف.

الفهرس

الفصل الاول

الفصل الثاني

الفهرس

الفصل الثالث

الفصل الرابع

الفهرس

الفصل الخامس

الفصل السادس

الفهرس

الفصل السابع

الفهرس

الفصل الثامن

الفصل التاسع

أشكال واسماء بعض الادوات المختبرية




ملاقــط
قناني حجميــة
دوارق دائرية
اسطوانات مدرجة
دوارق مخروطية
حامل أنابيب إختبار
ســدادات مطاطيــة
اقماع زجاجية
هــاون و مدق
قنينة غسل
فرش أنابيب اختبار
مجفف

ارشادات بيئية

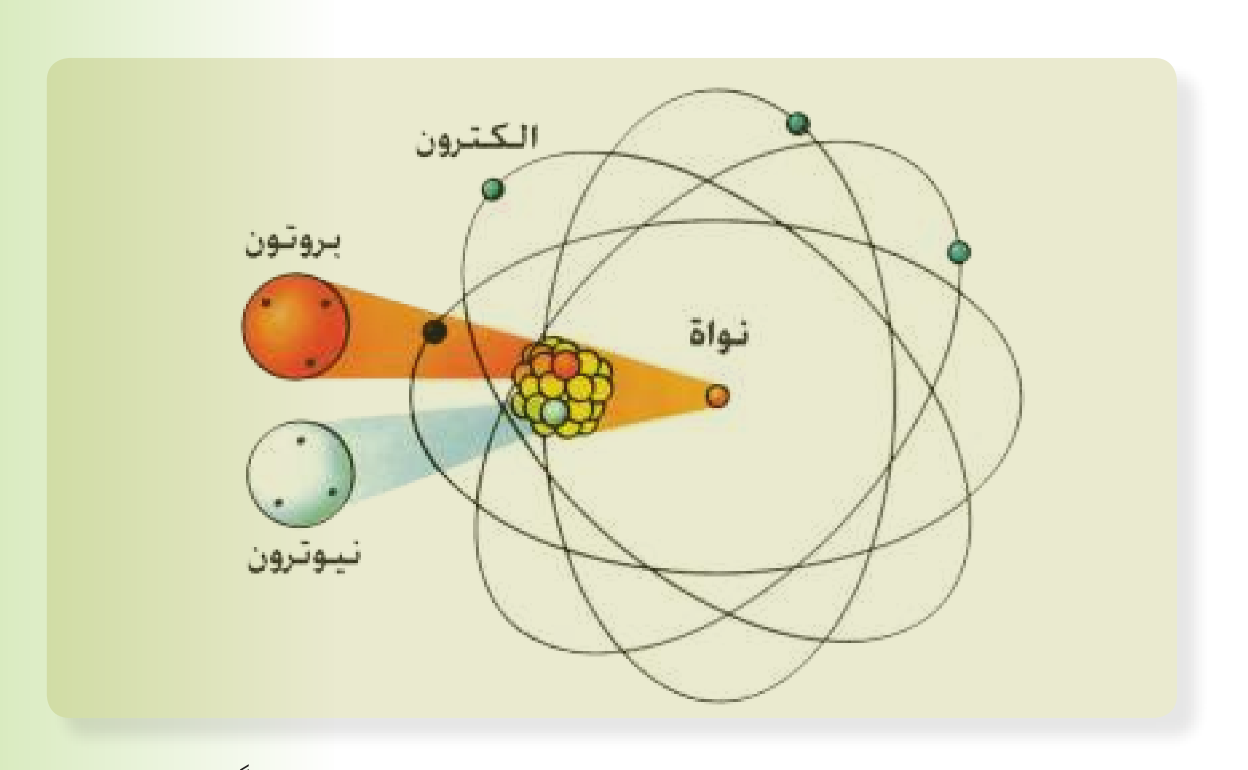
- بيئة نظيفة تعني حياة افضل .
- عندما تكون للبيئة اولوية ... البيئة تدوم
- الماء شريان الحياة فحافظ عليه من التلوث .
- حماية البيئة مسؤولية الجميع فلنعمل لحمايتها .
- البيئة ملك لك ولاجيالك القادمة فحافظ عليها من التلوث .
- بالتشجير تصبح بيئتك ابهى .
- لنعمل من اجل بيئة افضل ووطن اجمل .
- إن اقتلعت شجرة او نبتة مضطراً فازرع غيرها .
- من اجل بيئة اجمل ازرع ولا تقطع .
- حافظ على بيئتك لتنعم بحياة افضل .
- بيئة الانسان مرآة لوعيه .
- بيئتك كطفلك كلما حافظت عليه ازداد بهاءاً
- لنعمل معاً ... من اجل عراق خال من التلوث .
- يد بيد من اجل وطن اجمل .
- بيئتك حياتك ... فساهم من اجل جعلها مشرقة .
- البيئة السليمة تبدأ بك .
- من اجل الحياة على الارض ... انقذوا انهارها .
- البيئة بيتنا الكبير ... فلنعمل على جعله صحياً ونظيفاً .
- الى ابي وامي ... ساهما في حماية البيئة لتضمنا لي مستقبل افضل .

الفصل الأول

1

التركيب الذري للمادة

Atomic Structure for Matter



بعد الانتهاء من دراسة هذا الفصل يكون الطالب قادراً على أن :

- ☐ يتعرف على تطور المفهوم الذري.
- ☐ يفهم النظرية الذرية الحديثة.
- ☐ يتمكن من كتابة الترتيب الالكتروني.
- ☐ يتعرف على ترتيب لويس للعناصر.
- ☐ يستوعب فكرة متطورة عن الجدول الدوري.
- ☐ يدرك الخواص الدورية للعناصر حسب ترتيبها في الجدول الدوري.

1 – 1 مقدمة

سبق ان تعلمت في السنين السابقة لدراستك لعلم الكيمياء أن جميع المواد الموجودة في الكون تتكون من جسيمات صغيرة تشكل الوحدات الاساسية لبناء هذه المواد سميت بالذرات (Atoms) والتي تعني في اللغة اللاتينية غير القابلة للانقسام، ولقد مر تفسير البناء الذري خلال القرنين الماضيين بعدة نظريات وسندرس في هذا الفصل كيفية الوصول الى آخر النظريات الحديثة لمعرفة البناء الذري.

هل تعلم

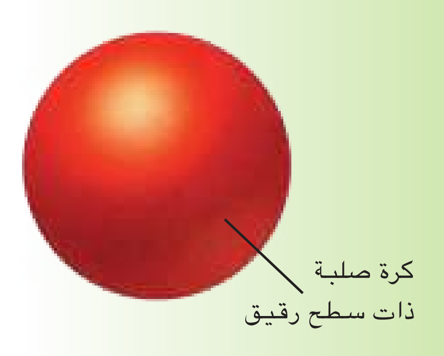
الرأي هو فكرة ليست مؤكدة اما النظرية فأنها تستخدم اسباب لشرح ملاحظات وبيانات مختبرية.

1 – 2 تطور مفهوم البناء الذري

اقترح العلماء نماذج مختلفة لتركيب الذرة وكل نموذج كان الافضل في وقته، ثم نتيجة الملاحظات والتجارب اخذ النموذج يتطور وصولاً للاكثر قبولاً من الناحية العلمية. وسنتعرف الى هذه النماذج حسب تسلسلها الزمني.

1 - 2 - 1 نموذج دالتون

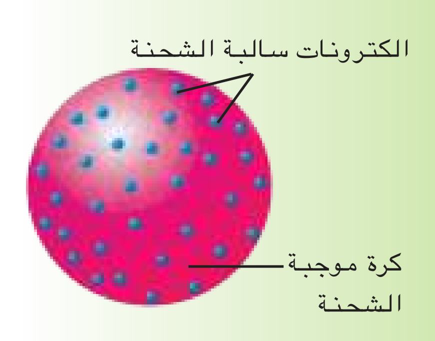
في بداية القرن التاسع عشر تصور العالم دالتون الذرة على هيئة كرة دقيقة صلبة غير قابلة للانقسام [الشكل (1 – 1)]، لكل عنصر نوع معين من الذرات الخاصة به وان هذه الذرات ترتبط بطرائق بسيطة لتكوين الذرات المركبة.



الشكل (1 – 1)
نموذج دالتون للذرة.

1 - 2 - 2 نموذج ثومسون

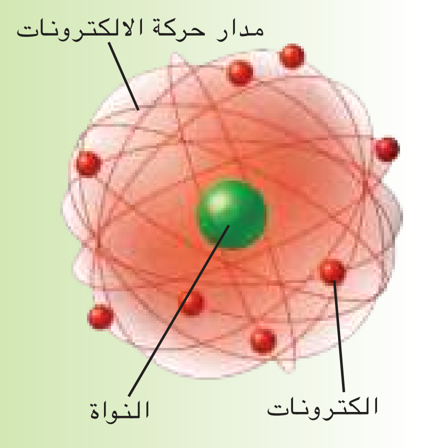
في نهاية القرن التاسع عشر قدم العالم ثومسون تصوراً آخر للذرة، (بعد اكتشافه ان الذرة تتكون من جسيمات أصغر تحمل شحنات سالبة أطلق عليها أسم الالكترونات)، بأنها كرة موجبة الشحنة تلتصق عليها الالكترونات السالبة الشحنة التي تعادل الشحنة الموجبة للكرة لذا فانها متعادلة الشحنة. والشكل (1 – 2) يبين نموذج ثومسون للذرة.



الشكل (1 – 2)
نموذج ثومسون للذرة.

1 - 2 - 3 نموذج رذرفورد

في اوائل القرن العشرين وبعد اكتشاف البروتون والذي هو جسيم موجب الشحنة كتلته اكبر بكثير من كتلة الالكترونات. قدم العالم رذرفورد تصوره بأن البروتونات متمركزة في حجم صغير في وسط الذرة اطلق عليه اسم النواة وانها تحتوي على معظم كتلة الذرة وان الالكترونات تدور حولها لذا فان اغلب حجم الذرة فراغ وان عدد الالكترونات السالبة التي تدور حول النواة تعادل الشحنات الموجبة للبروتونات وهذه الالكترونات تدور بسرعة كبيرة وفي مدارات مختلفة البعد عن النواة كما تدور الكواكب حول الشمس لذا سمي هذا النموذج بالنموذج الكوكبي كما في الشكل (1 – 3).



الشكل (1 – 3)
نموذج رذرفورد للذرة.

1 – 3 مدخل الى البناء الالكتروني الحديث

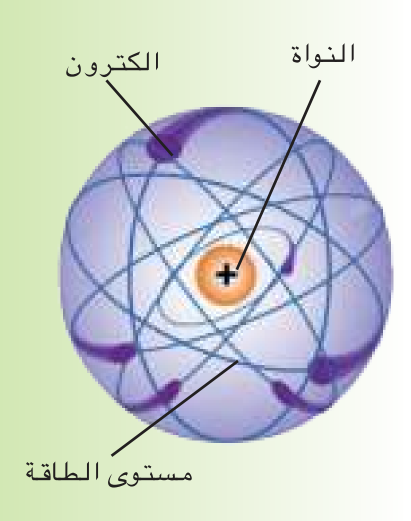
نشأت مشكلة بالنسبة لنموذج رذرفورد الكوكبي. فلو فرضنا ان الالكترونات السالبة ساكنة (الافتراض الاول) فأنها سوف تنجذب الى النواة المخالفة لها بالشحنة لذا يجب ان تكون في حالة حركة (الافتراض الثاني) وبما ان الشحنات الكهربائية المتحركة تحت تأثير قوة جذب تطلق طاقة اذن سوف ينتج نتيجة لذلك فقدان في طاقة الالكترون المتحرك فتبطأ حركته مما يجعله يلف لولبياً وبالتالي يكون غير قادر على مقاومة جذب النواة ويسقط في النواة، لذا ففي كلتا الفرضيتين نجد ان الذرة سوف تنهار، وبما ان الذرات لا تنهار لذلك لا بد ان يكون هناك خطأ حسب المناقشة المذكورة اعلاه.

هل تعلم

اذا فرضنا ان حجم ذرة ما بحجم ملعب لكرة القدم فأن نواة هذه الذرة المفترضة سوف تكون بحجم كرة زجاجية صغيرة جدا كالتي يلعب بها الاطفال.

1 - 3 - 1 نموذج بور

اقترح العالم بور وهو عالم دنماركي عام 1913 ان الالكترونات تدور حول النواة في مستويات ذات طاقة وانصاف اقطار محددة [الشكل (1 – 4)]، ولكل مستوى طاقة رقم يميزه ويصف طاقته يسمى بعدد الكم الرئيسي. فالالكترون في مستوى الطاقة الاول يكون عدد الكم الرئيسي



الشكل (1 – 4)
نموذج بور للذرة.

له مساوي لواحد اما الالكترون في مستوى الطاقة الثاني يكون عدد الكم الرئيسي له مساوي لاثنين، وهكذا ..... ، وتزداد طاقة المستوى بزيادة البعد عن النواة فمثلاً يكون مستوى الطاقة الرئيسي الاول ذا طاقة اقل من تلك التي يمتلكها مستوى الطاقة الثاني وهكذا. ويمكن للالكترون ان ينتقل بين مستويات الطاقة هذه عند اكتسابه او فقدانه للطاقة.

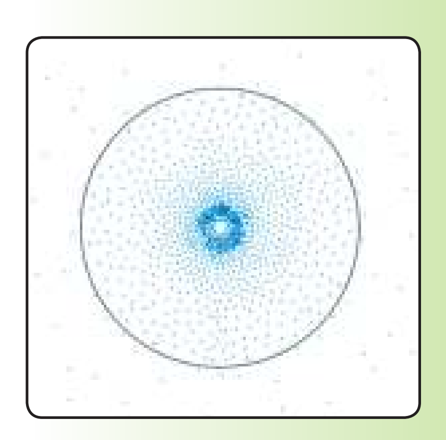
1 - 3 - 2 النظرية الذرية الحديثة

فسر نموذج بور تركيب ذرة الهيدروجين وهي ابسط نظام ذري لانها تحتوي على بروتون واحد والكترون واحد فقط، ولكن هذا النموذج فشل في تفسير بعض الظواهر الطبيعية للعناصر الاخرى التي تحتوي على عدد اكبر من الالكترونات. نشط الكثير من العلماء في وضع الاساس العلمي للنظرية الذرية الحديثة حيث طور العلماء نظرية تعرف بنظرية الكم والتي تنص على احتمال وجود الالكترون في حيز محدد في الفضاء المحيط بالنواة وليس في مدارات محددة الابعاد كما اوضح بور، أطلق عليه اسم الاوربيتال (Orbital) (سميت الاغلفة الالكترونية سابقاً) وهو ما يمكن وصفه بطريقة اخرى بانه السحابة الالكترونية المحيطة بالنواة ويمكن ملاحظة ذلك كما في الشكل (1 − 5). وان لهذه الاوربيتالات الذرية احجاماً واشكالاً مختلفة. ويمكن تلخيص اهم فروض هذه النظرية الحديثة والتي هي نموذج معدل لنموذج بور حول تفسيره للذرة بالاتي:

1 − تتكون الذرة من نواة تحيط بها الكترونات ذوات مستويات مختلفة من الطاقة.

2 − تدور الالكترونات حول النواة على مسافات بعيدة عنها (نسبة لحجم الذرة) في مستويات الطاقة ويعبر عن هذه المستويات باعداد تدعى اعداد الكم الرئيسية وهي عبارة عن اعداد صحيحة موجبة يرمز لها بالحرف (n).

تمرين (1 − 1)
اختر الجواب الصحيح
مستوى الطاقة الرئيسي الذي طاقته اعلى هو :
أ − مستوى الطاقة الرئيسي الاول.
ب − مستوى الطاقة الرئيسي الثاني.
جـ − مستوى الطاقة الرئيسي الثالث.
د − مستوى الطاقة الرئيسي الرابع.



الشكل (1 − 5)
احد اشكال الاوربيتالات (السحابة الالكترونية).

تمرين (1 − 2)
ما مفهوم السحابة الالكترونية؟

اضافة الى ذلك وكما تعلمنا في المرحلة السابقة توجد النواة في مركز الذرة وتتضمن البروتونات والنيوترونات.

1 – 4 مستويات الطاقة

تعلمنا ان الالكترونات التي تدور بشكل مستمر حول النواة في مدارات مختلفة تمتلك طاقات مختلفة حيث انها تدور على ابعاد مختلفة وكلما كانت الطاقة التي يمتلكها الالكترون اكبر كلما اصبح مدار دورانه حول النواة ابعد. وللتعبير عن مستويات الطاقة المختلفة للالكترونات استخدم العلماء اعداداً تسمى باعداد كم ثانوية اخرى تصف بشكل تام جميع خواص الاوربيتال وخواص الالكترونات التي تحتويها وسنتطرق في هذا الفصل الى احد هذه الاعداد وهو عدد الكم الرئيسي والذي سبقت الاشارة اليه.

1 - 4 - 1 مستويات الطاقة الرئيسية

يعبر عن هذه المستويات بعدد الكم الرئيسي ويرمز له بالحرف (n) ويأخذ قيماً صحيحة موجبة تساوي 1 ، 2 ، 3 ، 4 ، 5 ، 6 ، 7 ، ..... ويدل كل منها على مستوى طاقة معين يزيد بزيادة هذا العدد، ولا يأخذ (n) قيمة الصفر ابداً. ويمكن تمثيل مستويات الطاقة الرئيسية واعداد الكم الرئيسية المقابلة لها بحروف وارقام كما مبين في الجدول (1 – 1).

الجدول 1–1 رمز المستوى الرئيسي وأعداد الكم المقابلة لها

رمز المستوى	K	L	M	N	O	P	Q
قيمة n	**1**	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**

ازدياد الطاقة ←

كلما كانت قيمة n كبيرة كانت المسافة التي يبعد بها الالكترون عن النواة اكبر وبالتالي زادت طاقته، اي ان اقرب هذه المستويات من النواة ($n = 1$) اقلها طاقة وان ($n=7$)

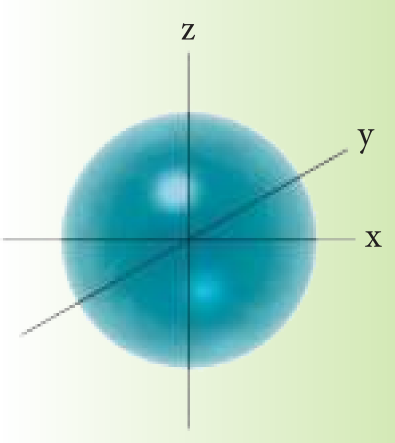
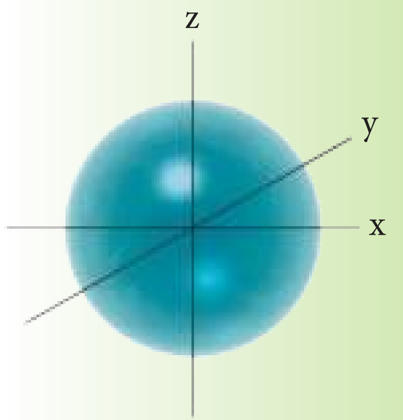
ابعدها عن النواة اكثرها طاقة واقلها ارتباطاً بالنواة مما يسهل فقدانه. لاحظ الشكل (1 – 6) .



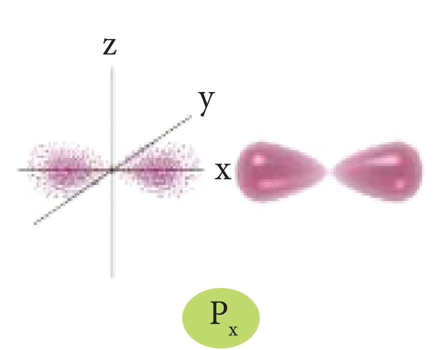
الشكل (1 – 6)
كلما زادت قيم n زادت طاقة المستوى.

1 - 4 - 2 مستويات الطاقة الثانوية

تحتوي مستويات الطاقة الرئيسية (K و L و M و N و ...) على مستويات طاقة ثانوية يرمز لها بالحروف s و p و d و f وتختلف هذه المستويات خصوصاً من ناحية الشكل وعدد الالكترونات التي تحتويها حيث ان اوربيتال (s) له شكل كروي [الشكل (1 – 7)]. اما المستوى الثانوي (p) فله ثلاث اوربيتالات وكل اوربيتال مكون من فصين متكافئين موزعة في الفراغ بثلاث اتجاهات متعامدة يرمز لها (P_x و P_y و P_z)، وكما موضحة في الشكل (1 – 8). اما المستويين الثانويين (f و d) فلهما اشكال فراغية اكثر تعقيداً.

الشكل (1 – 7)
الشكل الكروي للاوربيتال (s).

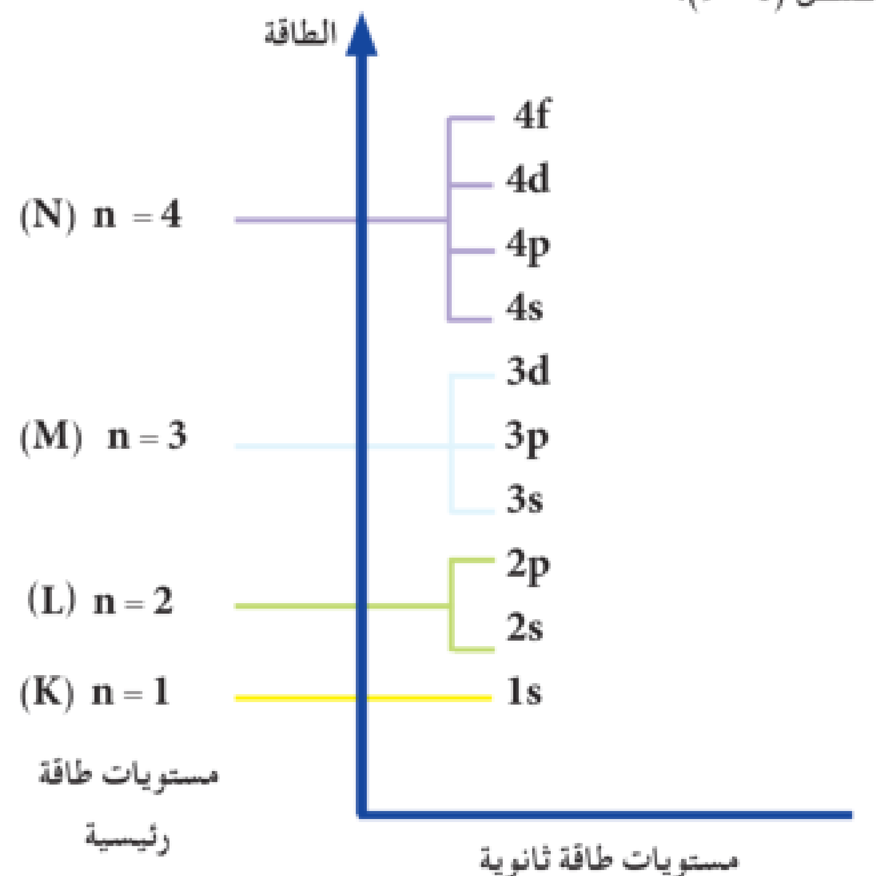


الشكل (1 – 8)
اشكال الاوربيتالات (p).

تحتوي مستويات الطاقة الرئيسية على مستويات الطاقة الثانوية وكما مبين في ادناه:

* يحتوي المستوى الرئيسي K $n = 1$ على مستوٍ ثانوي واحداً فقط من نوع s .
* يحتوي المستوى الرئيسي L $n = 2$ على مستويين ثانويين من نوع s و p .
* يحتوي المستوى الرئيسي M $n = 3$ على ثلاثة مستويات ثانوية من نوع s و p و d .
* يحتوي المستوى الرئيسي N $n = 4$ على أربعة مستويات ثانوية من نوع s و p و d و f .

ولتحديد المستوى الثانوي من اي مستوى من المستويات الرئيسية بطريقة رمزية تكتب قيمة n من المستوى الرئيسي ثم الحرف المخصص للمستوى الثانوي، فعلى سبيل المثال يكتب رمز المستوى الثانوي s بوضع رقم المستوى الرئيسي قبل المستوى الثانوي فيكون 2s والمستوى الثانوي d من المستوى الرئيسي الرابع هو 4d وهكذا، وكما موضح في الشكل (1 – 9).



الشكل (1 – 9)
مستويات الطاقة الثانوية التي توجد ضمن مستويات الطاقة الرئيسية.

1-4-3 عدد الاوربيتالات والالكترونات في المستويات الثانوية

تحتوي المستويات الثانوية على مجموعة من الاوربيتالات المختلفة التي يمكن الرمز لها بالمربع ☐ كما موضح ادناه:

في المستوى الثانوي s يوجد اوربيتال واحد ☐

في المستوى الثانوي p يوجد ثلاث اوربيتالات ☐☐☐

في المستوى الثانوي d يوجد خمسة اوربيتالات ☐☐☐☐☐

في المستوى الثانوي f يوجد سبعة اوربيتالات ☐☐☐☐☐☐☐

يتسع الاوربيتال الواحد لالكترونين فقط كحد اقصى ولكن قد يحتوي الاوربيتال في بعض الاحيان على الكترون واحد او يكون فارغاً وعلى هذا الاساس فان المستويات الثانوية تتشبع كالاتي. (اي تحتوي على الحد الاقصى من الالكترونات).

المستوى الثانوي s يتشبع كحد اقصى 2 الكترون

المستوى الثانوي p يتشبع كحد اقصى 6 الكترون

المستوى الثانوي d يتشبع كحد اقصى 10 الكترون

المستوى الثانوي f يتشبع كحد اقصى 14 الكترون

تمرين (1 – 3)

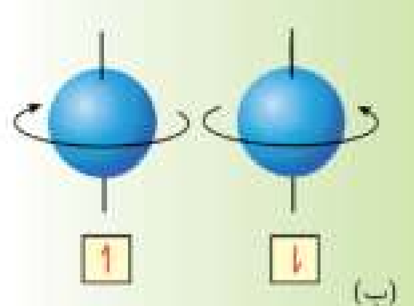
أ – ما عدد الاوربيتالات في كل من مستوى الطاقة الرئيسي الاول والثالث؟

ب – ما عدد الالكترونات في كل من مستوى الطاقة الرئيسي الثاني والثالث؟

ان من المفترض ان يتنافر الالكترونان في حال وجودهما في اوربيتال واحد لانهما يحملان نفس الشحنة السالبة، فهل فكرت لماذا لا تتنافر الالكترونات مع بعضها عند وجودها في نفس الاوربيتال؟ للاجابة عن تساؤلك هذا ان كل الكترون يبرم حول محوره في نفس الوقت الذي يدور فيه حول النواة [الشكل (1 – 10) أ]. فعند ازدواج الكترونين في اوربيتال واحد ⇅ فان احدهما سوف يبرم حول محوره باتجاه دوران عقرب الساعة ويعطى له الرمز ↑ اما الاخر فيكون برمه عكس دوران عقرب الساعة ويعطى له الرمز ↓ اي ان احدهما سوف يبرم عكس الاخر مما يلغي تنافرهما [الشكل (1 – 10) ب].



(أ)



(ب)

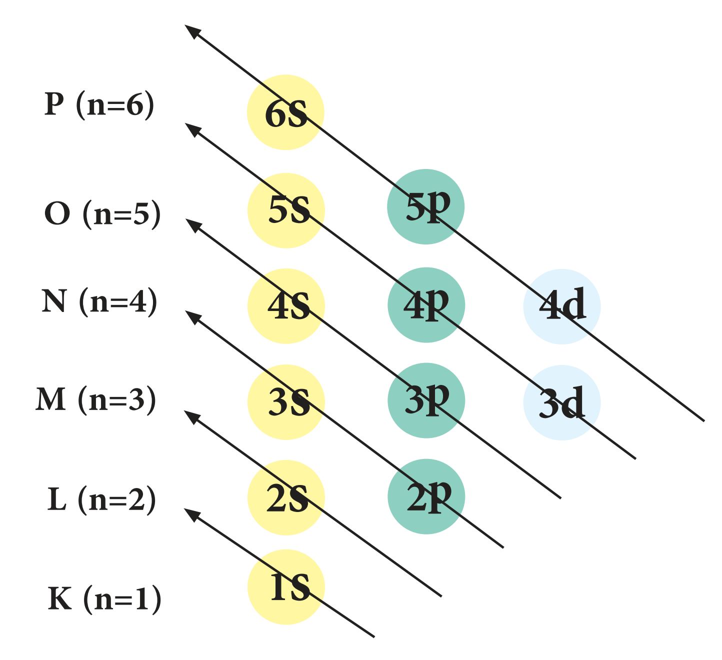
الشكل (1 – 10)
أ – دوران الالكترون حول النواة.
ب – دوران الالكترونين حول محوريهما في الاوربيتال الواحد.

1 – 5 الترتيب الالكتروني

تحتوي العناصر المختلفة على اعداد مختلفة من الالكترونات وتترتب هذه الالكترونات حول النواة في الذرة ويعرف ذلك بالترتيب الالكتروني لذلك تتصف ذرات كل عنصر بترتيب الكتروني خاص تنتظم فيه هذه الالكترونات في الذرة بحيث تكون الطاقة الكلية اقل ما يمكن وتراعى المبادئ والقواعد التالية عند ترتيب الالكترونات على المستويات.

1 - 5 - 1 مبدأ أوفباو

ينص هذا المبدأ على ان مستويات الطاقة الثانوية تملأ بالالكترونات حسب تسلسل طاقاتها من الاوطأ الى الاعلى وتتبع المنوال الموضح في الشكل (1 – 11).

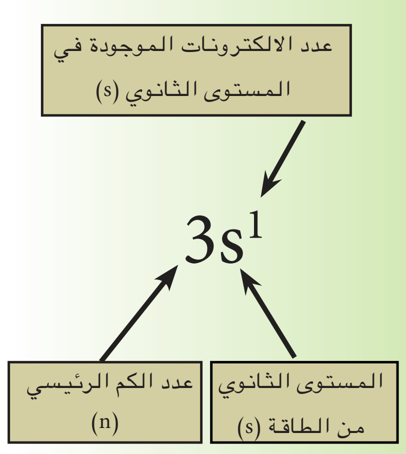


الشكل (1 – 11)
تسلسل مستويات الطاقة الثانوية.

وعند كتابة الترتيب الالكتروني لاية ذرة يجب معرفة العدد الذري لتلك الذرة حيث أن عدد الالكترونات للذرة المتعادلة كهربائياً يكون مساوٍ لعددها الذري ويكتب عادة في اسفل يسار رمز العنصر. حيث يمتلئ اولاً اوربيتال 1s بالالكترونات ثم 2s ثم 2p ثم 3s ثم 3p ثم 4s ثم 3d وهكذا وكما يلي:

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f .....

ونلاحظ انه كلما زاد رقم الغلاف الرئيسي (n) ازدادت طاقة الالكترونات الموجودة فيه وقلت المسافة بين غلاف رئيسي واخر لذلك يحصل تداخل بين الاغلفة الثانوية التي تعود لاغلفة رئيسية مختلفة. ويجب العلم ان الرقم المكتوب الى يسار رمز مستوى الطاقة الثانوي يمثل قيمة عدد الكم الرئيسي (n)، بينما يمثل العدد في اعلى يمين الرمز (s) الى عدد الالكترونات الموجودة في هذا المستوى .. وهكذا الحال لبقية الرموز وكما موضح في الشكل (1 – 12).



الشكل (1 – 12)
طريقة كتابة الترتيب الالكتروني.

1 - 5 - 2 قاعدة هوند

وتنص على انه لا يحدث ازدواج بين الكترونين في مستوى الطاقة الثانوي الا بعد ان تشغل اوربيتالاته فرادا اولاً. تستخدم هذه القاعدة في حالة الذرات التي ينتهي ترتيبها الالكتروني بمستويات الطاقة الثانوية p و d و f حيث لا نضع الكترونين في اوربيتال واحد الا بعد ان نضع الكتروناً واحداً في كل اوربيتال من اوربيتالات مستوى الطاقة الثانوية.

تمرين (1 – 4)
بين كيفية ترتيب الالكترونات في اوربيتالات المستويات الثانوية التالية التي تحتوي على عدد من الالكترونات d^3 , p^5 , d^6 , p^2

مثال 1 – 1:

اكتب الترتيب الالكتروني لكل من المستويات الثانوية الاتية: p^3 و d^4 و f^6 و p^4 و d^7 و f^{11} و p^5

الحـــل:

p^3	↿	↿	↿				
d^4	↿	↿	↿	↿			
f^6	↿	↿	↿	↿	↿	↿	
p^4	↿⇂	↿	↿				
d^7	↿⇂	↿⇂	↿	↿	↿		
f^{11}	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿	↿	↿
p^5	↿⇂	↿⇂	↿				

هل تعلم
لفهم قاعدة هوند افرض انك في صف يحتوي على رحلات تستوعب طالبين في كل رحلة ويطلب منك المدرس ان يجلس اولا طالباً في كل رحلة واذا بقي مزيداً من الطلاب عندها يجلس الطلاب الباقين بالترتيب متراصين الى جانب زملائهم .

مثال 1 – 2 :

اكتب الترتيب الالكتروني للعناصر الاتية:

$_{1}H$ و $_{2}He$ و $_{3}Li$ و $_{4}Be$

الحـــل :

العنصر	التوزيع الالكتروني
$_{1}H$	$1s^1$
$_{2}He$	$1s^2$
$_{3}Li$	$1s^2\ 2s^1$
$_{4}Be$	$1s^2\ 2s^2$

مثال 1 – 3 :

اكتب الترتيب الالكتروني وبين ترتيب الالكترونات في المستوى الرئيسي الاعلى طاقة لكل عنصر من العناصر الاتية:

$_{5}B$ و $_{8}O$ و $_{10}Ne$ و $_{12}Mg$ و $_{13}Al$ و $_{15}P$

الحـــل :

العنصر	الترتيب الالكتروني	مستوى الطاقة الرئيسي الاخير
$_{5}B$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$	$2s^2\ 2p^1$
$_{8}O$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	$2s^2\ 2p^4$
$_{10}Ne$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$	$2s^2\ 2p^6$
$_{12}Mg$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$	$3s^2$
$_{13}Al$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$	$3s^2\ 3p^1$
$_{15}P$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$	$3s^2\ 3p^3$

تمرين (1 – 5)

اكتب الترتيب الالكتروني ثم بين توزيع الالكترونات على الاوربيتالات في العناصر الاتية:

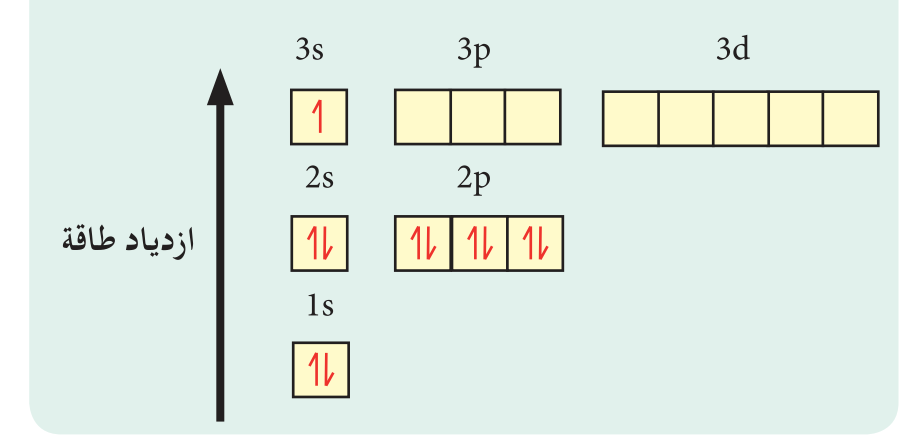
$_{18}Ar$ و $_{14}Si$ و $_{9}F$

مثال 1 – 4 :

اكتب الترتيب الالكتروني لذرة عنصر الصوديوم $_{11}Na$ مبيناً التدرج في الطاقة حسب مستويات الطاقة الرئيسية .

الحـــل :

$_{11}Na$ $1s^2$ $2s^2\ 2p^6$ $3s^1$



تمرين (1 – 6)

اكتب الترتيب الالكتروني لذرات العناصر الاتية ثم بين ترتيب مستويات الطاقة الرئيسية حسب تدرجها من الاقل الى الاعلى.

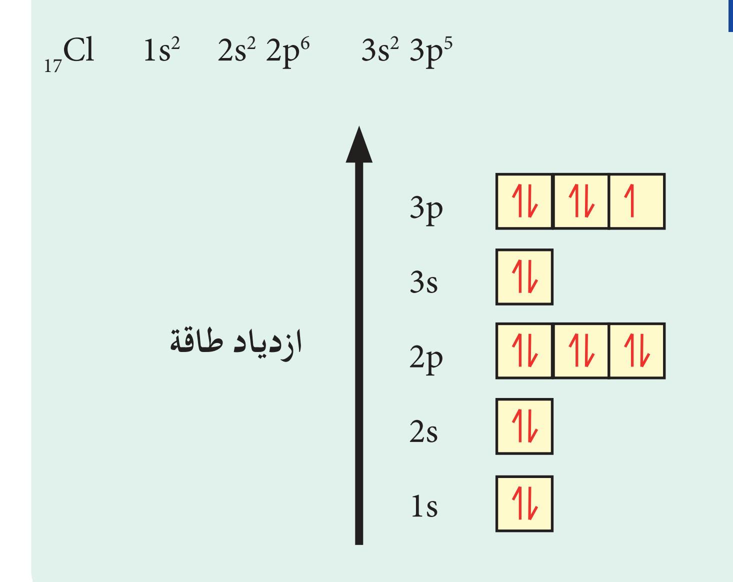
$_{15}P$ ، $_{3}Li$

مثال 1 – 5 :

اكتب الترتيب الالكتروني لذرة الكلور $_{17}Cl$ ثم بين ترتيب مستويات الطاقة الثانوية حسب تدرجها في الطاقة من الاقل الى الاعلى.

الحـــل :

$_{17}Cl$ $1s^2$ $2s^2\ 2p^6$ $3s^2\ 3p^5$



تمرين (1 – 7)

اكتب الترتيب الالكتروني لذرات العناصر الاتية ثم بين ترتيب مستويات الطاقة الثانوية حسب تدرجها من الاقل الى الاعلى.

$_{13}Al$ ، $_{8}O$

*ملاحظة : مطلوب من الطالب فقط معرفة العناصر التي يكون عددها الذري لايتجاوز (20) من الجدول الدوري لاسئلة هذا الفصل.

مثال 1 – 6:

اذكر عدد الالكترونات في كل مستوى رئيسي من الطاقة حول نواة العنصر.

$_{5}B$ و $_{10}Ne$ و $_{12}Mg$

الحـــل:

$_{5}B$ $1s^2$ $2s^2\ 2p^1$

المستوى الرئيسي الاول n = 1 يحتوي على 2 ألكترون

المستوى الرئيسي الثاني n = 2 يحتوي على 3 ألكترون

$_{10}Ne$ $1s^2$ $2s^2\ 2p^6$

المستوى الرئيسي الاول n = 1 يحتوي على 2 ألكترون

المستوى الرئيسي الثاني n = 2 يحتوي على 8 ألكترون

$_{12}Mg$ $1s^2$ $2s^2\ 2p^6$ $3s^2$

المستوى الرئيسي الاول n = 1 يحتوي على 2 ألكترون

المستوى الرئيسي الثاني n = 2 يحتوي على 8 ألكترون

المستوى الرئيسي الثالث n = 3 يحتوي على 2 ألكترون

تمرين (1 – 8)

اذكر عدد الالكترونات في كل مستوى طاقة رئيسي حول نوى العناصر $_{7}N$, $_{2}He$

1 – 6 ترتيب لويس (رمز لويس)

يعتمد رمز لويس على عدد الالكترونات الموجودة في الغلاف الاخير (مستوى الطاقة الخارجي) والذي يدعى بغلاف التكافؤ. ترتب الالكترونات الموجودة في الغلاف الخارجي لذرة العنصر بطريقة صورية تسمى ترتيب (رمز) لويس وكما يأتي :

يكتب رمز العنصر الكيميائي محاطاً بنقاط تمثل كل نقطة الكتروناً واحداً وتمثل كل نقطتين متجاورتين زوجاً

الكترونياً، ويتم توزيع هذه النقاط بحيث لا يزيد عددها في كل جهة من الجهات الاربعة المحيطة بالرمز على نقطتين الى يمين الرمز ونقطتين الى يساره ونقطتين اعلاه ونقطتين اسفله وكما هو مبين ادناه. والشكل (1 – 13) يوضح ترتيب لويس لبعض العناصر في الجدول الدوري.



الشكل (1 – 13)
جزء من الجدول الدوري موضحاً فيه ترتيب لويس لبعض العناصر.

مثال 1 – 7 :

اكتب رمز لويس للعناصر الاتية :

$_{12}Mg$ ، $_{10}Ne$ ، $_{5}B$ ، $_{1}H$ ، $_{14}Si$

الحـــــل :

اولاً نكتب الترتيب الالكتروني لكل عنصر لكي نحدد عدد الالكترونات في الغلاف الخارجي .

العنصر	الترتيب الالكتروني	الالكترونات في مستوى الطاقة الخارجي	رمز لويس
$_{1}H$	$1s^1$	1	$H\cdot$
$_{5}B$	$1s^2$ $2s^2\ 2p^1$	3	$\cdot\dot{B}\cdot$
$_{10}Ne$	$1s^2$ $2s^2\ 2p^6$	8	$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Ne}}:$
$_{12}Mg$	$1s^2$ $2s^2\ 2p^6$ $3s^2$	2	$\cdot Mg\cdot$
$_{14}Si$	$1s^2$ $2s^2\ 2p^6$ $3s^2\ 3p^2$	4	$\cdot\dot{\underset{\cdot}{Si}}\cdot$

تمرين (1 – 9)

اكتب رمز لويس للعناصر الاتية:

$_{20}Ca$ ، $_{18}Ar$ ، $_{13}Al$

مثال 1 – 8 :

ذرة عنصر مرتبة فيها الالكترونات كالاتي: $1s^2 \quad 2s^2\ 2p^4$

1 – ما عدد الالكترونات في هذه الذرة؟

2 – ما العدد الذري للعنصر؟

3 – ما عدد مستويات الطاقة الثانوية المملوءة بالالكترونات؟

4 – ما عدد الالكترونات غير المزدوجة؟

5 – اكتب رمز لويس لهذه الذرة؟

الحـــــل :

1 – عدد الالكترونات فيها يساوي 8 .

2 – العدد الذري للعنصر يساوي 8 لأنه يساوي عدد الالكترونات.

3 –

1s	2s	2p		
⇅	⇅	⇅	↑	↑

المستوى الثانوي 1s وكذلك المستوى الثانوي 2s مملوءة بالالكترونات اما المستوى 2p غير مملوء لذلك يكون عدد المستويات الثانوية المملوءة بالالكترونات اثنان فقط.

4 –

2p		
⇅	↑	↑

نلاحظ عدد الالكترونات غير المزدوجة اثنان فقط.

5 – رمز لويس للعنصر: (ست نقاط حول العنصر)

تمرين (1 – 10)

عنصر عدده الذري 6 :

1 – اكتب الترتيب الالكتروني له.

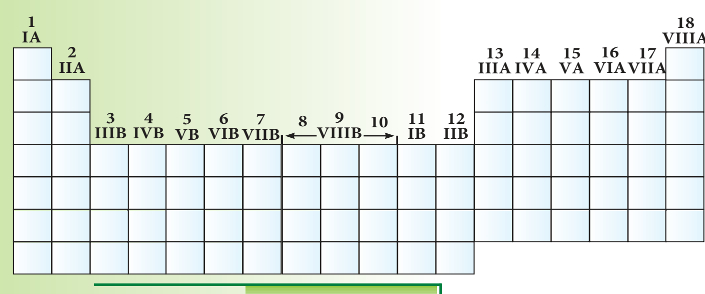
2 – ما عدد مستويات الطاقة الثانوية المملوءة بالالكترونات.

3 – ما عدد الالكترونات غير المزدوجة فيه.

4 – اكتب رمز لويس لهذه الذرة.

1 – 7 الجدول الدوري

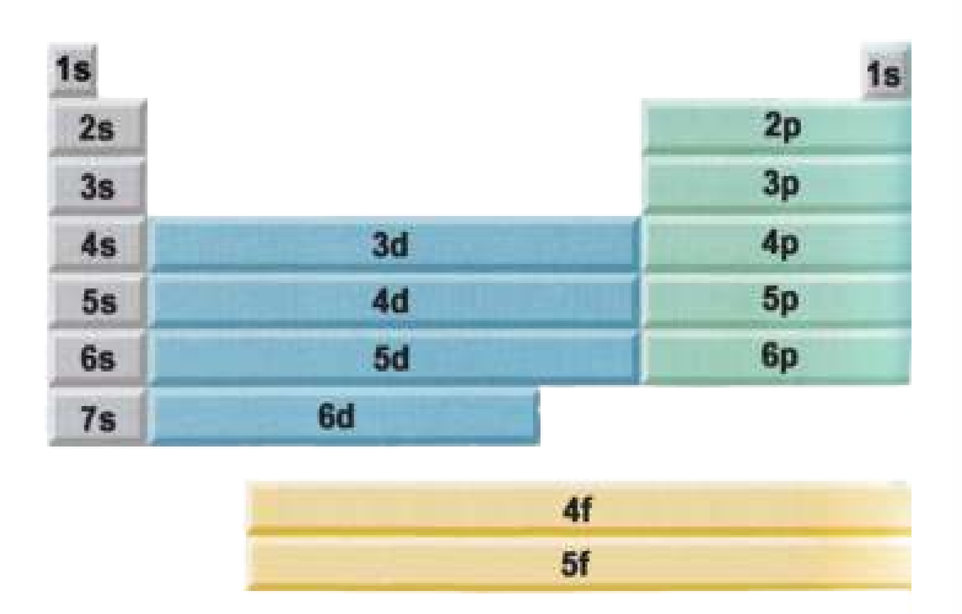
يعتبر الجدول الدوري أهم اداة لدارسي علم الكيمياء ومن بين فوائده المتعددة توقع وفهم خواص العناصر فمثلاً اذا علمت الخواص الفيزيائية والكيميائية لعنصر في زمرة او دورة يمكنك التوقع الى حد كبير وصحيح خواص العناصر التي تقع في زمرته او دورته، [الشكل (1 – 14)].



الشكل (1 – 14)
جزء من الجدول الدوري بدون عناصر.

1 – 8 تصنيف العناصر في الجدول الدوري تبعاً لترتيبها الالكتروني

تقوم الالكترونات بالدور الاكثر اهمية في تحديد الخواص الفيزيائية والكيميائية للعنصر وخصوصاً الالكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الخارجية التي نعرفها بالكترونات التكافؤ، ويعتمد تصنيف العناصر في الجدول الدوري على هذه الخواص. يمكن تقسيم العناصر الى اربعة تجمعات تبعاً لنوع المستوى الثانوي الذي ينتهي به الترتيب الالكتروني للعنصر (s و p و d و f) وكما موضحاً في الشكل (1 – 15).



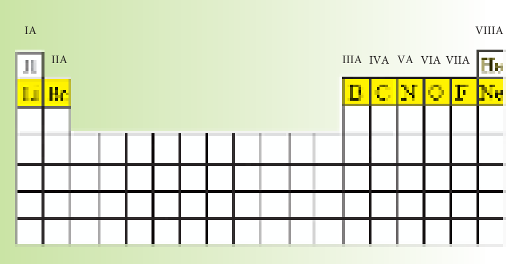
الشكل (1 – 15)
تقسيم الجدول الدوري حسب مستويات الطاقة الثانوية التي ينتهي بها الترتيب الالكتروني للعناصر.

1 - 8 - 1 عناصر تجمع - s (بلوك s)

وهي العناصر التي تقع في اقصى يسار الجدول الدوري وتضم الزمرتين IA و IIA والتي ينتهي ترتيبها الالكتروني بمستوى الطاقة الثانوي s عدا الهيليوم He حيث يوضع مع العناصر النبيلة في اقصى اليمين. وتضم الزمرة IA العناصر التي يحتوي مستوى طاقتها الثانوي الاخير من نوع s على الكترون واحد فقط اما الزمرة IIA فتضم العناصر التي يحتوي مستوى طاقتها الثانوي الاخير s على الكترونين.

1 - 8 - 2 عناصر تجمع - p (بلوك p)

وهي العناصر التي تقع في يمين الجدول الدوري، لاحظ الشكل (1 – 16) والتي ينتهي ترتيبها الالكتروني بالمستوى الثانوي p وتشمل ستة زمر الخمسة الاولى منها هي (IIIA و IVA و VA و VIA و VIIA) و الزمرة الاخيرة التي تقع اقصى يمين الجدول الدوري (الزمرة VIIIA أو الزمرة صفر) فتسمى بزمرة العناصر النبيلة. تسمى العناصر التي تكون ممتلئة جزئياً بالالكترونات في الاغلفة الثانوية s و p وكذلك زمرة العناصر النبيلة بالعناصر الممثلة، كما وتطلق تسميات معينة اخرى على بعض زمر العناصر حيث تسمى عناصر الزمرة (IA) بالفلزات القلوية، اما عناصر الزمرة (IIA) فتسمى بفلزات الاتربة القلوية وعناصر الزمرة (VIIA) بالهالوجينات.



الشكل (1 – 16)
الجدول الدوري ممثلاً فيه العناصر الممثلة.

عناصر بلوك s *

1 IA	2 IIA
1 H	
3 Li	4 Be
11 Na	12 Mg
19 K	20 Ca
37 Rb	38 Sr
55 Cs	56 Ba
87 Fr	88 Ra

عناصر بلوك d

3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 ←	9 VIIIB	10 →	11 IB	12 IIB
21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn
39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd
57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg
89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub

عناصر بلوك p

13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
					2 He
5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn

عناصر بلوك f

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

الشكل (1 – 17)
الجدول الدوري للعناصر.

* يكتب العدد الذري للعنصر في الجدول الدوري في اعلى يسار رمز العنصر وهذا على عكس ما تعلمته عند كتابة العدد الذري للعنصر والذي يكون في اسفل يسار رمز العنصر وهنا للتوضيح فقط.

1 - 8 - 3 عناصر تجمع - d (بلوك d)

هي عناصر فلزية ينتهي الترتيب الالكتروني لها بالمستويين الثانويين (s و d) ويطلق على هذه العناصر بالعناصر الانتقالية (Transition Elements) او عناصر المجموعة B وتقع في وسط الجدول الدوري، كما موضحة في الشكل (1 – 17).

1 - 8 - 4 عناصر تجمع - f (بلوك f)

وهي العناصر المتجمعة في اسفل الجدول الدوري وينتهي ترتيبها الالكتروني بالمستوى الثانوي f ويطلق عليها العناصر الانتقالية الداخلية (The inner–transition elements)،وتضم 14 عنصر وتنتمي الى الدورتين السادسة والسابعة. [الشكل (1 – 17)].

هل تعلم

تستعمل الغازات النبيلة في صناعة الاشارات المضيئة ولوحات الاعلان. مثلاً غاز النيون.

1 – 9 كيفية معرفة الدورة والزمرة التي يقع فيها اي عنصر من عناصر المجموعة A

لمعرفة رقم الدورة والزمرة لعناصر المجموعة A نقوم بالخطوات الاتية:

اولاً: نكتب الترتيب الالكتروني للعنصر.

ثانياً: يمثل رقم الدورة اعلى رقم للمستوى الرئيسي n الذي ينتهي به الترتيب الالكتروني للعنصر.

ثالثاً: يمكن ايجاد رقم الزمرة كالاتي:

أ – اذا انتهى الترتيب الالكتروني بالمستوى الثانوي s فعدد الالكترونات الموجودة في هذا المستوى يمثل رقم الزمرة.

ب – اذا انتهى ترتيبه الالكتروني بالمستوى الثانوي p فعدد الالكترونات الموجودة في هذا المستوى بالاضافة الى الالكترونين الموجودين في المستوى الثانوي s ضمن المستوى الرئيسي الذي يتشبع قبله يمثل رقم الزمرة. اذا كان المجموع 8 ألكترونات فيعني هذا ان العنصر يقع في الزمرة الثامنة أو الزمرة صفر وهي زمرة العناصر النبيلة، عدا الهيليوم فان مستوى الطاقة الرئيسي الاخير له ينتهي بـ (2) الكترون فقط.

مثال 1 – 9:

ما الدورة والزمرة التي يقع فيها كل من العناصر الاتية:

$_{19}K$ ، $_{10}Ne$ ، $_{17}Cl$ ، $_{8}O$

الحـــــل :

$_{8}O \quad 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^4$

اخر مستوى رئيسي هو الثاني 2 لذا فان دورته هي الثانية.

اخـــر مستـــوى ثانـــوي هو p يحتوي 4 الكترونـــات فيضـــاف لها الكتروني s الذي تشبع قبله فيكون المجموع :

6 = 2 + 4 لذا فان زمرته هي السادسة.

اذن الاوكسجين يقع ضمن الدورة الثانية في الزمرة السادسة من الجدول الدوري.

$_{17}Cl \quad 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^6 \quad 3s^2 \quad 3p^5$

اخر مستوى رئيسي له المستوى الثالث 3 لذا فان دورته هي الثالثة.اخر مستوى ثانوي له p يحتوي 5 الكترونات اضافة الى 2 الكترون من مستوى 3s الذي قبله فيكون المجموع 7 لذا فان زمرته السابعة.

اذن الكلور يقع ضمن الدورة الثالثة في الزمرة السابعة من الجدول الدوري.

$_{10}Ne \quad 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^6$

اخر مستوى رئيسي الثاني 2 لذا فان دورته هي الثانية.

واخر مستوى ثانوي له p يحتوي 6 الكترونات 2 الكترون من مستوى 2s الذي قبله فيكون المجموع 8 لذا فان زمرته هي الثامنة.

اذن النيون يقع ضمن الدورة الثانية في الزمرة صفر من الجدول الدوري.

$_{19}K \quad 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^6 \quad 3s^2 \quad 3p^6 \quad 4s^1$

اخر مستوى رئيسي له المستوى الرابع 4 لذا فان دورته هي الرابعة.

اخر مستوى ثانوي له s يحتوي الكترون واحد لذا فان زمرته هي الاولى.

اذن البوتاسيوم يقع ضمن الدورة الرابعة في الزمرة الاولى من الجدول الدوري.

هل تعلم

لم يفز مندلييف بجائزة نوبل وذلك لأن عظمة عمله لم تعرف الا عام 1906 اي قبل سنة واحدة من وفاته حيث رشح لنيل جائزة نوبل في الكيمياء لكنه خسر بفارق صوت واحد لمصلحة هنري موسان الذي اكتشف الفلور.

مثال 1 – 10:

ما الشيء المشترك بين مواقع العناصر التالية في الجدول الدوري: $_{3}Li$ ، $_{11}Na$ ، $_{12}Mg$

الحـــــل :

زمرة اولى دورة ثانية	$2s^1$		$1s^2$	$_{3}Li$
زمرة اولى دورة ثالثة	$3s^1$	$2s^2\ 2p^6$	$1s^2$	$_{11}Na$
زمرة ثانية دورة ثالثة	$3s^2$	$2s^2\ 2p^6$	$1s^2$	$_{12}Mg$

اذن الذي يربط بين Li و Na انهما يشتركان في زمرة واحدة هي الزمرة الاولى اما الذي يربط بين Na و Mg انهما يشتركان في دورة واحدة هي الدورة الثالثة .

تمرين (1 – 11)

ما الدورة والزمرة التي يقع فيها كل من العناصر الاتية في الجدول الدوري:

$_{3}Li$, $_{6}C$, $_{13}Al$

مثال 1 – 11:

ما الشيء المشترك بين مواقع العناصر التالية في الجدول الدوري: $_{7}N$ ، $_{5}B$ ، $_{4}Be$

الحـــــل :

زمرة ثانية دورة ثانية	$2s^2$	$1s^2$	$_{4}Be$
زمرة ثالثة دورة ثانية	$2s^2\ 2p^1$	$1s^2$	$_{5}B$
زمرة خامسة دورة ثانية	$2s^2\ 2p^3$	$1s^2$	$_{7}N$

تشترك هذه العناصر في دورة واحدة وهي الدورة الثانية ولكنها تختلف في الزمر حيث ان كل عنصر من زمرة فعنصر البريليوم Be يقع في الزمرة الثانية وعنصر البورون B يقع في الزمرة الثالثة اما عنصر النتروجين N فيقع في الزمرة الخامسة.

تمرين (1 – 12)

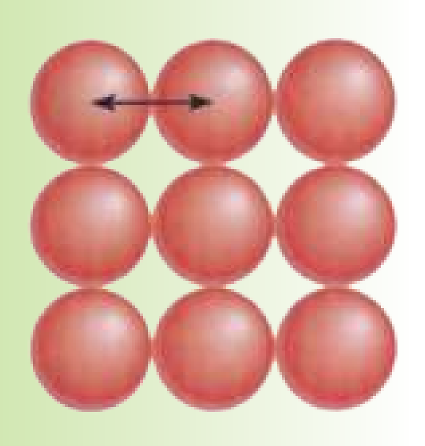
ما الشيء المشترك بين مواقع العناصر التالية في الجدول الدوري:

$_{6}C$, $_{14}Si$, $_{15}P$

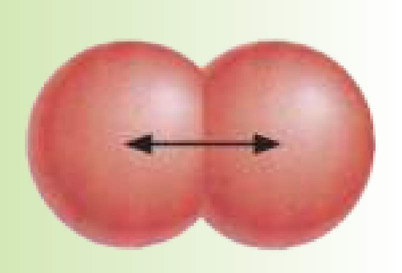
1 – 10 الخواص الدورية

تتدرج الخواص الفيزيائية والكيميائية للعناصر الموجودة في زمر ودورات الجدول الدوري من حيث انصاف اقطارها الذرية وطاقات تأينها والفتها الالكترونية وسالبيتها الكهربائية وكما مبين في ادناه.

1 - 10 - 1 نصف قطر الذرة



ان الذي يحدد حجم الذرة هو نصف قطرها ويتحدد نظرياً بآخر مستوى مشغول بالالكترونات ان احدى الطرائق المستخدمة لقياس نصف القطر الذري هي قياس المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين ومتحدتين كيميائياً ثم قسمة المسافة المقاسة على اثنين،وكما موضح في الشكل (1 – 18) ويمكن بذلك تعريف نصف القطر الذري على انه نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين متحدتين كيميائياً.



الشكل (1 – 18)
كيفية ايجاد نصف قطر الذرة.

ويلاحظ ان العناصر ضمن الدورة الواحدة يقل نصف قطرها كلما اتجهنا من اليسار الى اليمين اي بزيادة اعدادها الذرية حيث تزداد قوة الجذب بين الالكترونات ضمن المستوى الرئيسي الواحد مع الشحنة الموجبة للنواة بزيادة عددها فيه. اما في الزمر فيزداد نصف القطر كلما اتجهنا من الاعلى الى الاسفل في الجدول وابتعاد الالكترونات الخارجية عن النواة، وكما مبين في الشكل (1 – 19).

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H							He
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

يزداد الحجم الذري عند النزول الى اسفل الزمرة

يقل الحجم الذري للدورة بالاتجاه من اليسار الى اليمين

الشكل (1 – 19)
جزء من الجدول الدوري موضحاً فيه حجوم بعض ذرات العناصر.

مثال 1 – 12:

رتب العناصر التالية حسب زيادة انصاف اقطارها الذرية :

$_{9}F$ ، $_{6}C$ ، $_{8}O$ ، $_{3}Li$

الحــل :

$_{3}Li$ $1s^2$ $2s^1$

$_{6}C$ $1s^2$ $2s^2$ $2p^2$

$_{8}O$ $1s^2$ $2s^2$ $2p^4$

$_{9}F$ $1s^2$ $2s^2$ $2p^5$

نلاحظ ان جميع هذه العناصر تنتهي بالمستوى الرئيسي الثاني اي انها تقع ضمن الدورة الثانية من الجدول الدوري وعليه يكون ترتيب العناصر حسب زيادة انصاف اقطارها كالاتي:

$_{3}Li > _{6}C > _{8}O > _{9}F$

تمرين (1 – 13)

رتب العناصر الاتية حسب زيادة انصاف اقطارها الذرية:

$_{20}Ca$, $_{12}Mg$, $_{4}Be$

1 - 10 - 2 طاقة التأين Ionization Energy

تعرف طاقة التأين بانها مقدار الطاقة اللازمة لنزع الكترون واحد من مستوى الطاقة الخارجي لذرة عنصر معين متعادلة الشحنة في حالتها الغازية كما في تأين ذرة الصوديوم

$$Na + \text{طاقة التاين} \longrightarrow Na^{+} + e^{-}$$

ذرة صوديوم في الحالة الغازية



الشكل (1 – 20)
تدرج طاقات التاين لذرات بعض العناصر.

تتدرج طاقات التأين في الزمر من الاعلى الى الاسفل فكلما زاد العدد الذري كلما قلت طاقة التأين لهذا العنصر بسبب ابتعاد الكترونات الاغلفة الخارجية عن النواة مما يسهل فقدان احدهما اما في الدورات فان طاقات التأين تزداد للعناصر كلما زاد العدد الذري للعنصر بسبب زيادة الشحنة الموجبة ضمن النواة وبقاء الالكترونات في نفس مستوى الطاقة الرئيسي الخارجي فتزداد بذلك قوة الجذب على الالكترون من قبل الشحنات الموجبة للنواة [الشكل (1 – 20)]، وهناك استثناء لهذه الزيادة وهو انه اذا كان للذرة غلاف ثانوي مشبع مثل ns^2 أو نصف مشبع مثل np^3 فتكون طاقة تأينها اكبر من طاقة تأين الذرة التي بعدها مثل $_7N$ أكبر طاقة تأين من $_8O$ على الرغم من ان ذرة الاوكسجين اكبر عدد ذري من ذرة النتروجين ويقعان في دورة واحدة. تمتلك العناصر النبيلة اعلى طاقة تأين لأنها لا تفقد الكتروناتها بسهولة.

1 - 10 - 3 الالفة الالكترونية Electron Affinity

تعرف الالفة الالكترونية بانها قابلية الذرة المتعادلة كهربائياً في الحالة الغازية على اكتساب الكترون واحد وتحرير مقداراً من الطاقة، كما في ذرة الفلور.

$$F + e^- \longrightarrow F^- + \text{طاقة}$$

تزداد الالفة الالكترونية للعناصر في الدورات بزيادة العدد الذري لها اما في عناصر الزمرة الواحدة فتزداد صعوبة اضافة الالكترون بزيادة العدد الذري للعنصر فكلما زاد العدد الذري ازدادت صعوبة اضافة الالكترون. وتعتبر العناصر النبيلة اقل العناصر التي لها الفة الكترونية لانه من الصعوبة اضافة الكترونات اليها.

1 - 10 - 4 الكهرسلبية Electronegativity

في الكثير من المركبات تكون الشحنة السالبة لالكترونات التآصر مركزة بالقرب من ذرة معينة دون غيرها مما يؤثر بشكل كبير في الخواص الكيميائية للمركب وتعرف الكهرسلبية بانها قدرة الذرة على جذب الكترونات التآصر

هل تعلم

الكهرسلبية هي خاصية من خواص الذرات في المركبات بينما طاقة التأين والالفة الالكترونية هما خاصيتان للذرات بحالتها المفردة .

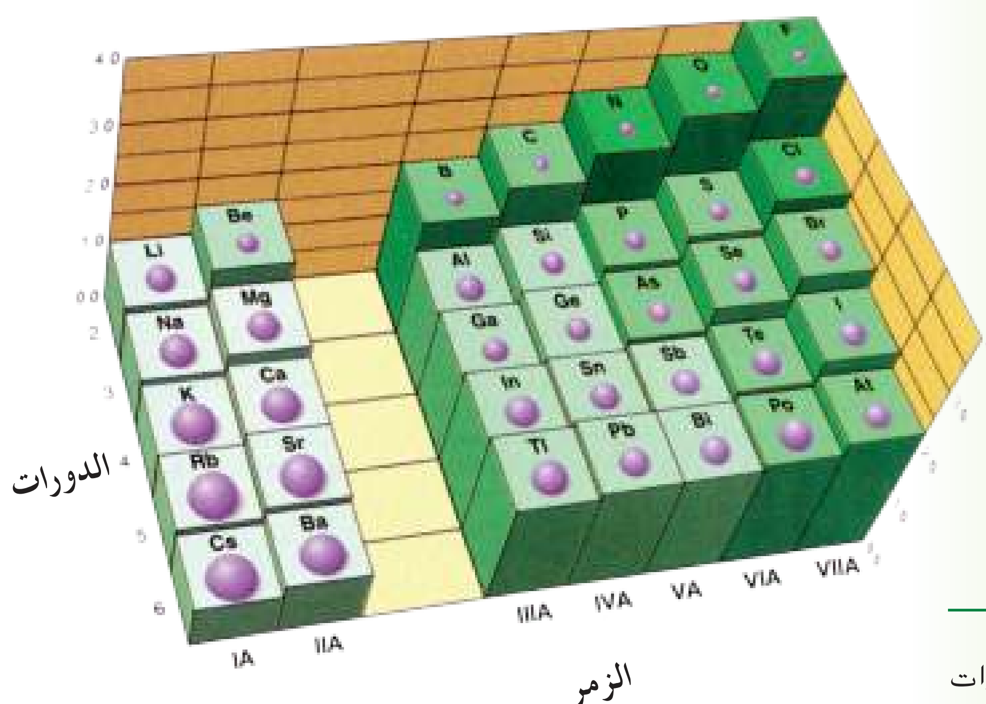
نحوها في اي مركب كيميائي وبما ان الفلور اعلى العناصر كهرسلبية فقد تم اعطاءه الرقم 4 كقياس للكهرسلبية وحددت هذه القيم لباقي العناصر قياساً على كهرسلبية الفلور، [الشكل (1 − 21)].

تزداد الكهرسلبية كلما زاد العدد الذري في الدورة مع وجود بعض الاستثناءات اما في الزمر فتقل كلما زاد العدد الذري.

وبالنسبة للغازات النبيلة فتعتبر شاذة لان بعضها لا يكون مركبات وبالتالي لا يمكن تعيين الكهرسلبية له لكن عندما يُكون الغاز النبيل مركبات فيكون ذا كهرسلبية عالية جداً.

هل تعلم

ان الفلزات اقل كهرسلبية من اللافلزات، كما ان الكهرسلبية مرتبطة بحجم الذرة فكلما صغر حجم الذرة ازدادت كهرسلبيتها اي ان الذرة الصغيرة تملك قوة جذب اكبر لالكتروناتها ولالكترونات الذرات الاخرى.

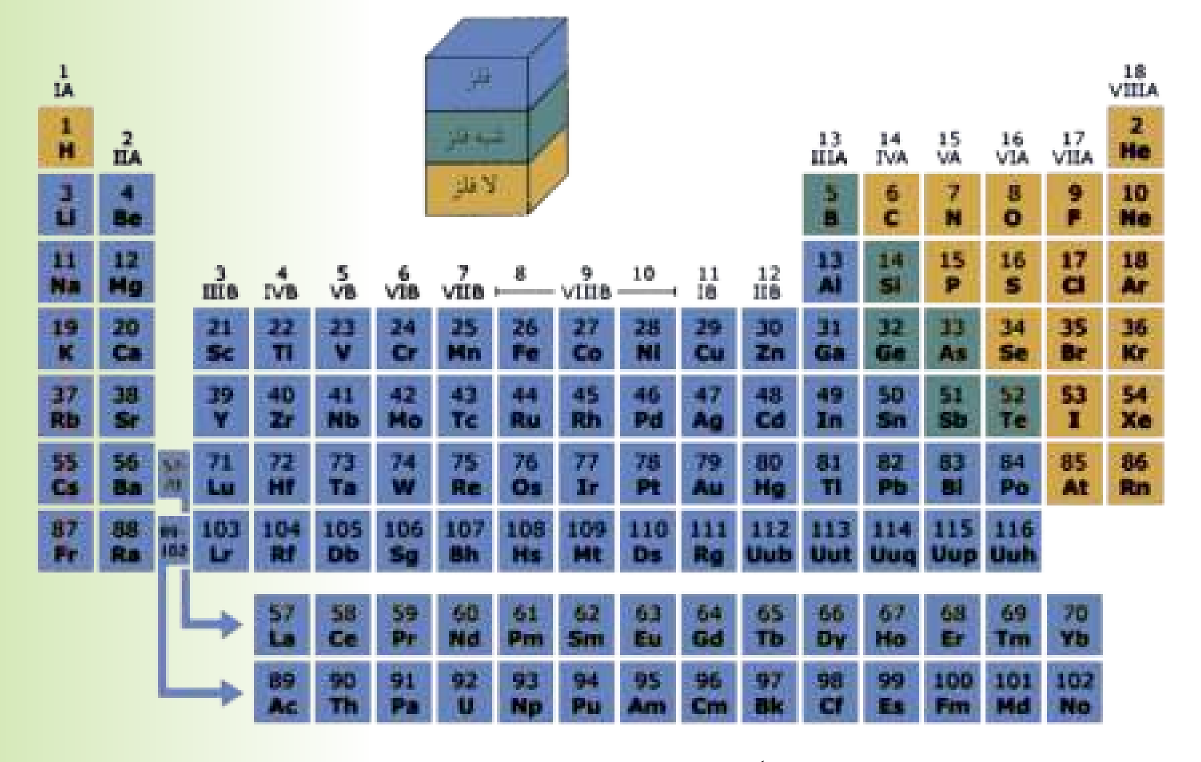


الشكل (1 − 21)
تدرج الكهرسلبية لذرات بعض العناصر.

1 - 10 - 5 الخواص الفلزية واللافلزية

تتغير الخواص الفلزية واللافلزية تبعاً لتغير العدد الذري لذرات الزمرة الواحدة أو لذرات الدورة الواحدة، فكلما ازداد العدد الذري لذرات دورة واحدة تقل الخواص الفلزية لتظهر وتزداد الخواص اللافلزية. فمثلاً، في الدورة الثانية يظهر الليثيوم والبريليوم الخواص الفلزية ثم يأتي البورون بخواص أشباه الفلزات ثم تأتي بقية عناصر الدورة كالكاربون

والنتروجين والاوكسجين والفلور حيث تظهر الخواص اللافلزية. أما في الزمرة الواحدة فكلما ازداد العدد الذري للعناصر تزداد الخواص الفلزية وتقل الخواص اللافلزية. تكون جميع عناصر الزمرتين الاولى IA , والثانية IIA فلزات بينما تكون اغلب عناصر الزمرتين السادسة VIA والسابعة VIIA لافلزات. أما بقية الزمر فلا تكون جميع العناصر فيها من صنف واحد. فمثلاً في الزمرة



الشكل (1 – 22)
الجدول الدوري موضحاً فيه ترتيب الفلزات واللافلزات.

الخامسة يظهر النتروجين خواصاً لا فلزية بينما يسلك الزرنيخ والانتيمون سلوك أشباه الفلزات ويأتي البزموث وهو آخر عنصر في الزمرة الخامسة بصفات فلزية. أما بالنسبة للدورات فعنصرا الدورة الاولى وهما الهيدروجين والهيليوم لا فلزان أما في الدورات الاربع التي بعدها فيكون هناك انتقال تدريجي من الخواص الفلزية الى الخواص اللافلزية، أما في الدورة السادسة فجميع عناصرها من الفلزات عدا عنصر الاستاتين من اشباه الفلزات وعنصر الرادون لا فلز بينما لا تحتوي الدورة السابعة الا على الفلزات مع العلم بأن العناصر الانتقالية، وعناصر اللانثنيدات وعناصر الاكتينيدات (التي هي عناصر انتقالية داخلية) تظهر الخواص الفلزية.

أسئلة الفصل الأول

1.1 اختر ما يناسب التعابير الاتية:

1 – الالكترون الاكثر استقراراً هو الالكترون الموجود في :

أ – مستوى الطاقة الرئيسي الرابع.

ب – مستوى الطاقة الرئيسي الثالث.

جـ – مستوى الطاقة الرئيسي الثاني.

2 – مستوى الطاقة الرئيسي الذي يستوعب على عدد اكثر من الالكترونات من المستويات الاتية هو:

أ – مستوى الطاقة الرئيسي الاول.

ب – مستوى الطاقة الرئيسي الثاني.

جـ – مستوى الطاقة الرئيسي الثالث.

3 – مستوى الطاقة الرئيسي الثاني $(n = 2)$ يحتوي على اقصى عدد من الالكترونات مقداره:

أ – 32 الكترون.

ب – 18 الكترون.

جـ – 8 الكترون.

4 – مستوى الطاقة الثانوي f يحتوي على عدد من الاوربيتالات مقداره:

أ – 3 أوربيتال.

ب – 7 أوربيتال.

جـ – 5 أوربيتال.

5 – في مستوى الطاقة الثانوي d ست الكترونات يمكن ترتيبها حسب قاعدة هوند كالاتي:

أ – ⇅ ↿ ↿ ↿ ↿

ب – ⇅ ⇅ ⇅

جـ – ↿ ↿ ↿ ↿ ⇅

6 – مستوى الطاقة الرئيسي الثالث يحتوي على عدد من الاوربيتالات مقداره:

أ – 4 أوربيتال.

ب – 9 أوربيتال.

جـ – 16 أوربيتال.

7 – لذرة عنصر ترتيب الكتروني حسب تدرج مستويات الطاقة الثانوية كالآتي: $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ لذا فان العدد الذري للعنصر مقداره:

أ – 5

ب – 4

جـ – 7

8 – الترتيب الالكتروني لذرة النيون $_{10}Ne$ كالآتي:

(أ) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

(ب) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

(جـ) $1s^2\ 2s^2\ 2p^4\ 3s^2$

9 – في الجدول الدوري عناصر بلوك d تقع:

أ – اسفل الجدول الدوري.

ب – يمين الجدول الدوري.

جـ – وسط الجدول الدوري.

10 – في الجدول الدوري العناصر التي تتجمع يمين الجدول الدوري هي:

أ – عناصر بلوك p

ب – عناصر بلوك f

جـ – عناصر بلوك s

11 – الهالوجينات هي عناصر الزمرة:

أ – IA

ب – VIIA

جـ – VIIIA

أسئلة الفصل الأول

12 – ذرة عنصر ينتهي ترتيب الكتروناتها بالمستوى $3p^3$ وبذلك يكون ترتيب مستوياتها الثانوية كالآتي:

أ – $1s^2\ \ 2p^6\ \ 3p^3$

ب – $1s^2\ \ 2s^2\ \ 2p^6\ \ 3s^2\ \ 3p^3$

جـ – $1s^2\ \ 2s^2\ \ 2p^6\ \ 3p^3$

13 – ينسب اكتشاف نواة العنصر للعالم :

أ – رذرفورد.

ب – بور .

جـ – ثومسون.

14 – ذرة عنصر ينتهي ترتيبها الالكتروني بالمستوى $3s^1$ فالعدد الذري لهذا العنصر هو:

أ – 8

ب – 13

جـ – 11

15 – الطاقة اللازمة لنزع الالكترون من ذرة معينة تسمى:

أ – الميل الالكتروني.

ب – طاقة التأين.

جـ – الكهرسلبية.

16 – ذرة عنصر ينتهي ترتيبها الالكتروني بالمستوى الثانوي $2p^5$ لذا فانه يقع في الزمرة والدورة:

أ – الزمرة الخامسة ، الدورة الثانية.

ب – الزمرة الثانية، الدورة الخامسة.

جـ – الزمرة السابعة، الدورة الثانية.

17 – عنصر يقع في الزمرة الخامسة والدورة الثالثة فان مستوى الطاقة الثانوي الاخير له هو :

أ – $3p^5$

ب – $5p^3$

جـ – $3p^3$

18 – العنصر الذي له اعلى كهرسلبية من بين جميع العناصر الاتية :

أ – الفلور .

ب – الكلور .

جـ – البروم.

19 – يزداد نصف قطر العناصر ضمن الدورة الواحدة:

أ – كلما قل عددها الذري.

ب – كلما زاد عددها الذري.

جـ – كلما اتجهنا من اليسار الى اليمين في الدورة الواحدة في الجدول الدوري.

20 – ترتيب لويس لعنصر الاركون ${}_{18}Ar$ هو:

أ – $\cdot\overset{\cdot}{Ar}\cdot$ (ثلاث نقاط)

ب – Ar محاط بثماني نقاط (:Ar:)

جـ – $\cdot Ar \cdot$

2.1 اذكر تصور نموذج رذرفورد للبناء الذري ثم بين لماذا فشل هذا التصور.

أسئلة الفصل الأول

3.1 اكتب بايجاز عن ما يأتي:

1 – طاقة التأين.

2 – عدم حصول التنافر الالكتروني لالكتروني الاوربيتال الواحد.

3 – نموذج ثومسون للذرة.

4 – مستويات الطاقة الثانوية.

5 – الكهرسلبية.

4.1 عنصران $_{12}Mg$ و $_{16}S$:

1 – اكتب الترتيب الالكتروني لهما مبيناً تدرج مستويات الطاقة الثانوية.

2 – دورة وزمرة كل منهما.

3 – ما الشيء المشترك بين هذين العنصرين في موقعهما في الجدول الدوري.

4 – ترتيب لويس لكلاً منهما.

5.1 الترتيب الالكتروني لعنصر الفلور

$1s^2 \ 2s^2 \ 2p^5$

1 – ما العدد الذري للفلور.

2 – ما عدد مستويات الطاقة الثانوية المملوءة بالالكترونات وما هي.

3 – عدد الالكترونات غير المزدوجة في ذرة الفلور.

6.1 رتب العناصر حسب نقصان حجمها الذري : $_{18}Ar$ و $_{10}Ne$ و $_{2}He$

7.1 ما الشيء المشترك بين العناصر الاتية:

1 – $_{1}H$ و $_{3}Li$

2 – $_{13}Al$ و $_{17}Cl$

8.1 ما الدورة والزمرة التي يقع فيها كل عنصر من العناصر الاتية :

$_{11}Na$ و $_{18}Ar$

9.1 اكتب رمز لويس لكل من :

$_{5}B$ و $_{16}S$

10.1 اي العناصر تسمى غازات نبيلة في الجدول الدوري وما اهم خاصية تتميز بها هذه العناصر.

11.1 كيف تم ترتيب بلوكات العناصر في الجدول الدوري وبين موقعها.

12.1 ما عدد المستويات الثانوية والاوربيتالات والالكترونات التي يحتويها كل مستوى رئيسي من الطاقة (الثاني، الثالث).

13.1 عنصران $_{11}Na$ و $_{17}Cl$

1 – اكتب الترتيب الالكتروني لكل عنصر.

2 – رمز لويس لكل منهما.

3 – تدرج مستويات الطاقة الثانوية والرئيسية لكل ذرة.

4 – عدد الالكترونات في كل مستوى طاقة رئيسي حول نواة كل ذرة.

5 – عدد الالكترونات غير المزدوجة لكل ذرة.

6 – عدد مستويات الطاقة الثانوية المملوءة بالالكترونات لكل ذرة.

7 – دورة وزمرة كل ذرة وبيّن الشيء المشترك بينهما.

14.1 كيف تتدرج الخواص الفلزية واللافلزية في (الدورة الثانية، الزمرة الخامسة).

الفصل الثاني 2

الزمرتان الاولى والثانية

Groups IA and IIA



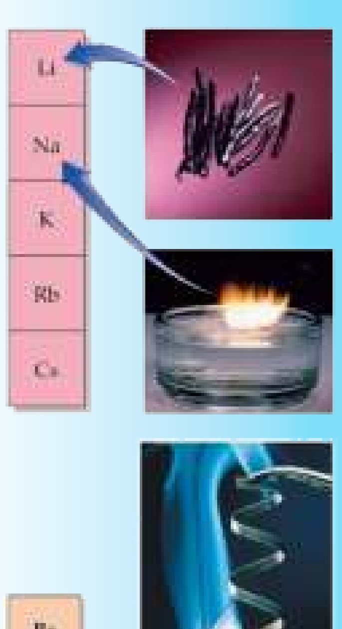
بعد الانتهاء من دراسة هذا الفصل يكون الطالب قادراً على ان :

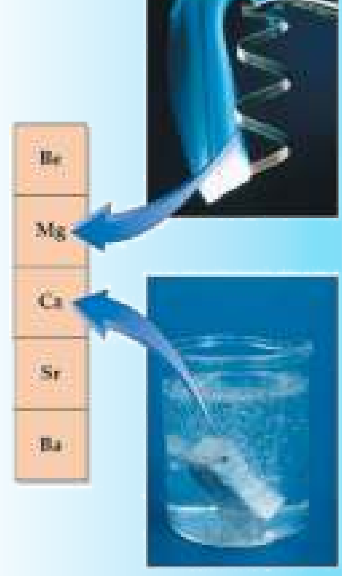
- ☐ يعرف اسماء ورموز عناصر الزمرتين الاولى IA والثانية IIA .
- ☐ يحدد السبب الذي تم بموجبه وضع هذه العناصر في زمرتين متجاورتين.
- ☐ يعين موقع كل زمرة منهما في الجدول الدوري.
- ☐ يميز بين العناصر من حيث التدرج في الخواص.
- ☐ يتعرف على عنصر الصوديوم وبعض مركباته.
- ☐ يتعرف على عنصر الكالسيوم وبعض مركباته.
- ☐ يتمكن من تشخيص بعض العناصر في الزمرتين بطريقة كشف اللهب.
- ☐ يستنتج السبب في عدم وجود عناصر الزمرتين حرة في الطبيعة.

2 – 1 : عناصر الزمرتين IA و IIA

تحتل عناصر الزمرتين الاولى والثانية الطرف الايسر من الجدول الدوري والشكل (2 – 1) يوضح موقعهما، وتضم عناصر الزمرة الاولى IA (الفلزات القلوية) الليثيوم (Li) و الصوديوم (Na) و البوتاسيوم (K) و الربيديوم (Rb) و السيزيوم (Cs) والفرانسيوم (Fr) وهذا الاخير هو الفلز الوحيد في هذه الزمرة الذي يحضر صناعياً.

اما عناصر الزمرة الثانية IIA (فلزات الاتربة القلوية) فتضم البريليوم (Be) والمغنيسيوم (Mg) والكالسيوم (Ca) والسترونتيوم (Sr) والباريوم (Ba) والراديوم (Ra) وهي مرتبة حسب زيادة اعدادها الذرية.





1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8	9 VIIIB	10	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub						

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

الشكل (2 – 1)
موقع الزمرتين الاولى والثانية في الجدول الدوري.

2 – 2 الصفات العامة لعناصر الزمرتين IA و IIA

1 – عناصر هاتين الزمرتين ذات كهرسلبية واطئة وطاقة تأين واطئة.

2 – لجميع عناصر الزمرتين غلاف خارجي يحتوي على الكترون واحد بالنسبة لعناصر الزمرة الاولى (IA) و على الكترونين بالنسبة لعناصر الزمرة الثانية (IIA).

3 – لا توجد عناصر الزمرتين حرة في الطبيعة لشدة فعاليتها.

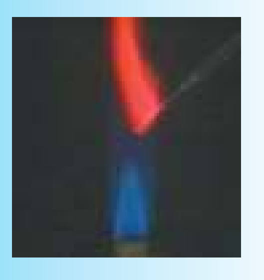
هل تعلم

ان الحجر الكريم الزمرد يتكون من عنصر البريليوم Be مضافاً اليه قليل من الكروم الاخضر.

الا ان هناك اختلافاً بسيطاً في الصفات العامة بين الزمرتين الاولى والثانية حيث ان عناصر الزمرة الثانية تكون اقل فلزية من عناصر الزمرة الاولى كما ان طاقة تأين عناصر الزمرة الثانية اعلى من نظيرتها عناصر الزمرة الاولى بسبب نقصان الحجم الذري.



(أ)



(ب)



(جـ)

لون اللهب للعناصر:
أ - الكالسيوم.
ب - السترونتيوم.
جـ - الباريوم.

ومن اهم الخواص الفيزيائية لعناصر الزمرتين IA و IIA

1 - تتناقص درجات الانصهار ودرجات الغليان مع تزايد الاعداد الذرية لعناصر الزمرتين.

2 - إن مركبات هذه الفلزات مثل الكلوريدات NaCl و KCl و ..... إلخ تلون لهب مصباح بنزن بألوان مميزة لكل فلز حيث يلونه الليثيوم بلون قرمزي و مركبات الصوديوم بلون أصفر براق (ذهبي) وكذلك الحال مع بقية فلزات الزمرة الثانية مثل الكالسيوم الذي يلون اللهب بلون احمر طابوقي والسترونتيوم باللون القرمزي والباريوم باللون الاخضر المصفر وهكذا.

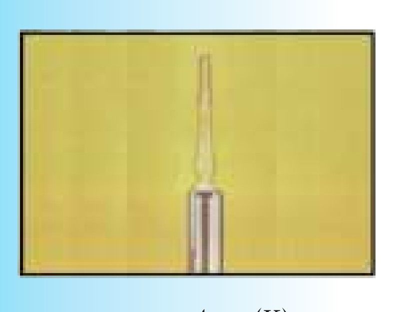
3 - كثافة العناصر غير منتظمة الزيادة أو النقصان مع تزايد اعدادها الذرية . علماً ان كثافة العناصر الثلاثة الاولى (Li و Na و K) أقل من كثافة الماء بدرجة($25\ ^{o}C$).



(Li) ليثيوم



(Na) صوديوم



(K) بوتاسيوم

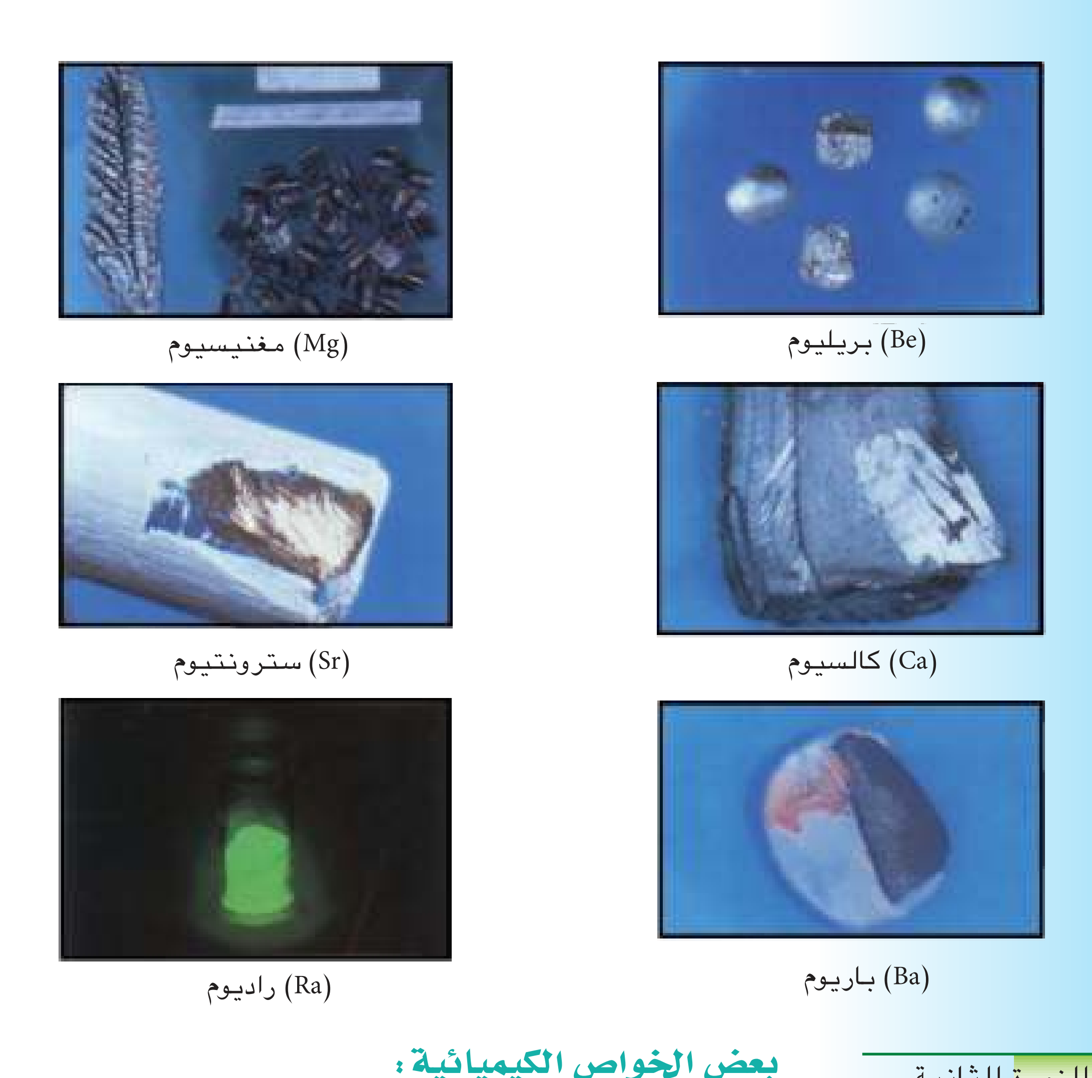


(Cs) سيزيوم



(Rb) ريبيديوم

عناصر الزمرة الاولى



(Be) بريليوم — (Mg) مغنيسيوم

(Ca) كالسيوم — (Sr) سترونتيوم

(Ba) باريوم — (Ra) راديوم

عناصر الزمرة الثانية

بعض الخواص الكيميائية :

1 – لعناصر الزمرة الاولى (IA) الكترون واحد ولعناصر الزمرة الثانية (IIA) الكترونين في غلافهما الخارجي تستطيع ان تفقدها عند الدخول في تفاعل كيميائي وتكوين ايونات موجبة الشحنة (M^{+}) بالنسبة لعناصر الزمرة الاولى او ثنائية الشحنة (M^{2+}) بالنسبة لعناصر الزمرة الثانية.

2 – تتحد مع اللافلزات وتعطي املاحاً مستقرة كثيرة الذوبان في الماء عدا الليثيوم الذي يكون اقل ذوبانية وذلك لصغر حجمه وقوة الجذب الكبيرة للنواة على الكتروناته.

3 – تسلك هذه العناصر سلوك عوامل مختزلة قوية (اي انها تميل لفقدان الكترونات التكافؤ الخارجية بسهولة اي لسهولة تأكسدها). وقد سميت عناصر الزمرة الاولى بالفلزات القلوية لان محاليلها عالية القاعدية. كما سميت عناصر الزمرة الثانية بفلزات الاتربة القلوية لان بعض اكاسيدها عرفت بالاتربة القلوية.

هل تعلم

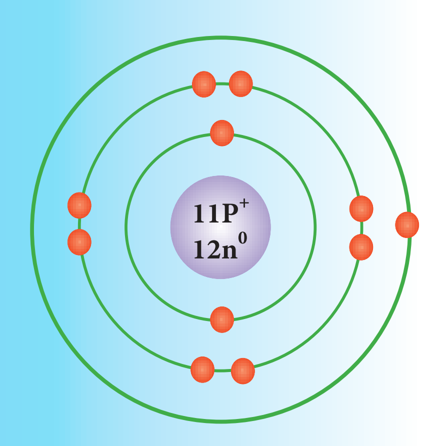
المحلول الذي ينتج عن تفاعل الفلز مع الماء هو محلول قاعدي (قلوي).

2 – 3 الصوديوم Sodium

الرمز الكيميائي : Na

العدد الذري : 11

عدد الكتلة : 23



رسم الترتيب الالكتروني لذرة الصوديوم.



الترتيب الالكتروني

عدد الالكترونات	رقم الغلاف(n)	رمز الغلاف
2	1	K
8	2	L
1	3	M

2 ـ 3 ـ 1 وجوده

لا يوجد الصوديوم حراً في الطبيعة لشدة فعاليته بل يوجد متحداً مع غيره من العناصر مكوناً مركبات ثابتة ومنها كلوريد الصوديوم وكبريتاته وسليكاته وغيرها ويحفظ في سوائل لا يتفاعل معها مثل البنزين النقي والكيروسين (النفط الابيض) لكونه يشتعل عند تعرضه للهواء.



صوديوم محفوظ في النفط الابيض.

2 ـ 3 ـ 2 خواص عنصر الصوديوم

أ – الخواص الفيزيائية

فلز لين وله بريق فضي اذا قطع حديثاً، كثافته اقل من كثافة الماء، وينصهر بدرجة ($97.81\ ^{o}C$). ويغلي منصهر الصوديوم بدرجة ($882.9\ ^{o}C$).



المقطع الحديث للصوديوم.. براق.

ب – الخواص الكيميائية

الصوديوم الحر عنصر فعال جداً يتحد مباشرة مع معظم اللافلزات لتكوين مركبات ايونية، حيث يكوّن ايون الصوديوم الموجب (Na^{+}). واهم خواصه الكيميائية:

1 – يتحد مباشرة مع أوكسجين الجو. فعند تعريض قطعة من الصوديوم (مقطوعة حديثاً) للهواء الرطب، يزول بريقها بعد فترة قصيرة وتكتسي بطبقة بيضاء.

2 – يتحد مع غاز الكلور مباشرةً ويشتعل اذا سخن معه:

$$2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$$

صوديوم   غاز الكلور   كلوريد الصوديوم



هل تعلم

لو تمكنا من حماية الصوديوم من هجوم الاوكسجين السريع لاصبح يضاهي الالمنيوم والنحاس في كفاءتهما في قوة التوصيل الكهربائي.

3 – يتفاعل بشدة مع الماء مكوناً هيدروكسيد الصوديوم ومحرراً غاز الهيدروجين.

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$$

صوديوم   ماء   هيدروكسيد الصوديوم   غاز الهيدروجين

4 – يتفاعل بشدة مع الحوامض المخففة مكوناً ملح الحامض ومحرراً غاز الهيدروجين:

$$2Na + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2\uparrow$$

صوديوم   حامض الهيدروكلوريك   كلوريد الصوديوم   غاز الهيدروجين



تفاعل الصوديوم مع الماء.

5 – يتفاعل الصوديوم مع كثير من الاكاسيد والكلوريدات كما في المعادلتين الآتيتين:

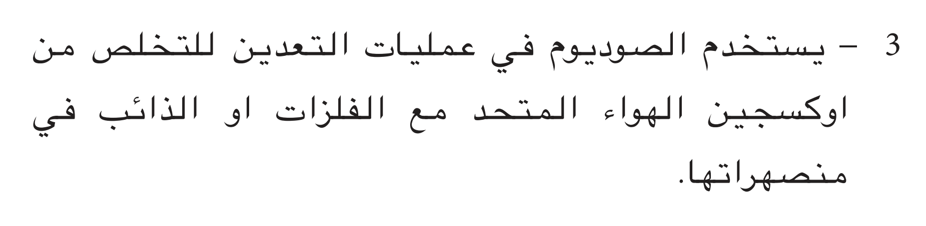
$$2Na + MgO \longrightarrow Na_2O + Mg$$

$$3Na + AlCl_3 \longrightarrow 3NaCl + Al$$

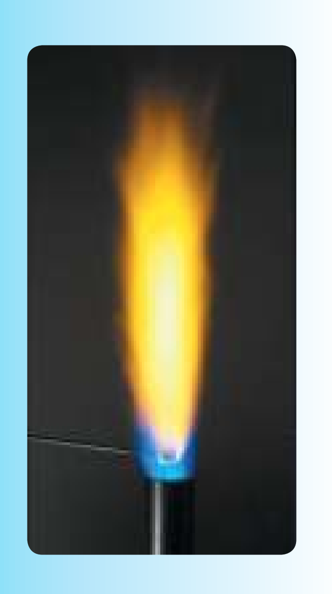
2 - 3 - 3 استعمالات الصوديوم:

1 – يستعمل كعامل مختزل قوي في بعض التفاعلات العضوية لشدة وسرعة تأكسده.

2 – يستعمل في انتاج سيانيد الصوديوم المستخدم في تنقية الذهب وله استعمالات صناعية عديدة اخرى.



3 – يستخدم الصوديوم في عمليات التعدين للتخلص من اوكسجين الهواء المتحد مع الفلزات او الذائب في منصهراتها.



يلون الصوديوم اللهب بلون اصفر.

2 - 3 - 4 الكشف عن ايون الصوديوم في مركباته:

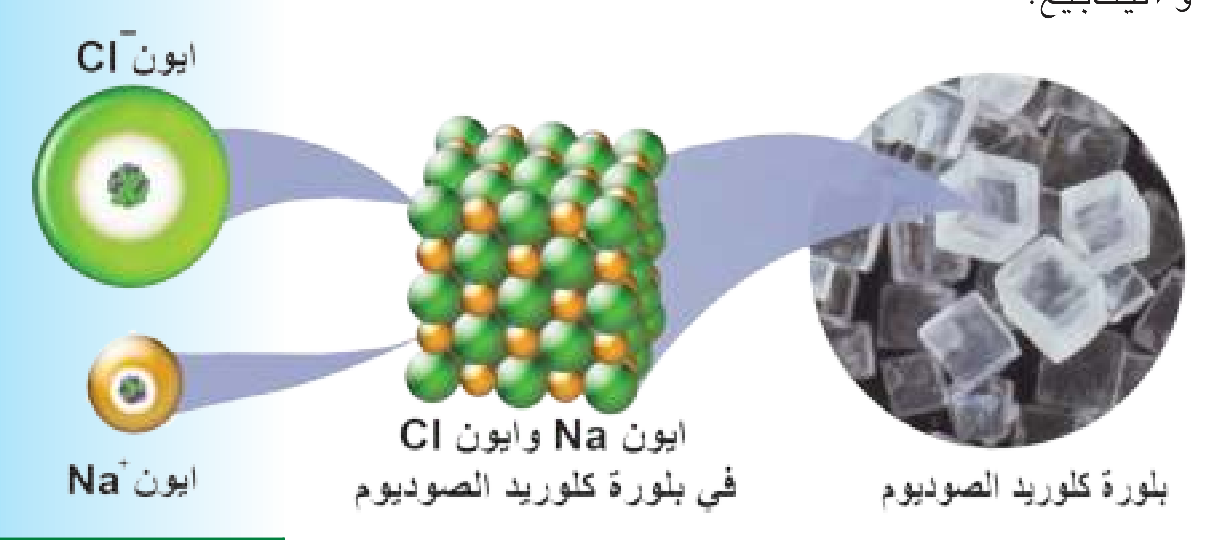
نستعمل كشف اللهب (الكشف الجاف) كما مر ذكره في خواص عناصر الزمرة الاولى التي ينتمي اليها عنصر الصوديوم حيث يلون الصوديوم اللهب باللون الاصفر.

2 - 3 - 5 بعض مركبات الصوديوم: -

إن مركبات الصوديوم واسعة الإنتشار في الطبيعة اهمها الصخور الملحية (كلوريد الصوديوم) أو خليط من أملاح مزدوجة و بتأثير عوامل التعرية الجوية مثل مياه الأمطار و الهواء الذي يحتوي غاز ثنائي أوكسيد الكربون CO_2 يتحول قسم من هذه الأملاح إلى كاربونات الصوديوم و الطين النقي (الصلصال) و الرمل.

أولاً: كلوريد الصوديوم

ملح الطعام النقي (كلوريد الصوديوم) NaCl أكثر مركبات الصوديوم إنتشاراً في الطبيعة فهو يوجد بشكل صخور ملحية في كثير من البلدان أو بشكل ترسبات ملحية تحت سطح الأرض و يوجد بكميات هائلة في مياه البحار و البحيرات و الينابيع.



بلورة كلوريد الصوديوم.



تجمع الاملاح في الطبيعة.



ملح الطعام.

أ – استخراجه:

إذا كان الملح موجوداً تحت سطح الأرض بشكل ترسبات ملحية، فيستخرج بحفر آبار يضخ إليها الماء. ثم يسحب المحلول الناتج بواسطة مضخات ماصة إلى سطح الأرض. ويبخر الماء فتتخلف بلورات الملح ثم ينقى.

أما إذا وجد الملح بنسبة عالية في مياه البحر فتضخ هذه المياه إلى أحواض واسعة ضحلة ثم يبخر الماء بحرارة الشمس و هذه هي الطريقة المستخدمة الآن في جنوب العراق (ملاحات الفاو). و ملح الطعام المستخرج بالطرائق السابقة لا يكون نقياً . لذلك تتبع طرائق خاصة لتنقيته من الشوائب.

ب – استعمالات كلوريد الصوديوم

ملح الطعام مادة ضرورية للإنسان لا يمكنه الإستغناء عنها في غذائه اليومي. كما ان لها أهمية صناعية كبرى.فهي: ـ

1 – المادة الرئيسة المستعملة في تحضير العديد من مركبات الصوديوم مثل كاربونات الصوديوم (صودا الغسيل) المستخدمة في صناعة الورق و الزجاج و في صناعة خميرة الخبز.

2 – يستعمل كلوريد الصوديوم في تحضير هيدروكسيد الصوديوم المستعمل في صناعة الصابون و الورق وفي تصفية النفط الخام.

3 – يستخدم كلوريد الصوديوم في تحضير غاز الكلور المهم صناعياً.

4 – يستفاد من كلوريد الصوديوم في حفظ المواد الغذائية صالحة للإستهلاك البشري لمدة من الزمن مثل اللحوم والأسماك. إذ ان محلوله المركز يقتل البكتريا التي تسبب التعفن.

5 – يستعمل كلوريد الصوديوم في دباغة الجلود وعمليات صناعة الثلج للتبريد وفي تثبيت الأصباغ.

ج – خواص كلوريد الصوديوم

يمكن استنتاج بعض خواص كلوريد الصوديوم من اجراء التجربة الآتية:

هل تعلم

ان $NaCl$ هو مركب ايوني ولا يصح ان يسمى جزيء $NaCl$ لانه يمثل ابسط نسبة عددية للايونات الموجبة والسالبة (ايونات العنصرين) في البلورة وليس عدد الذرات.

ضع بلورات من كلوريد الصوديوم النقي في زجاجة ساعة. وضع في زجاجة ساعة اخرى؛ كمية من ملح الطعام العادي. واترك الزجاجتين في جو رطب (مع تأشير كل منهما). وبعد مرور يوم - او يومين - افحص الملح في كلتا الزجاجتين تلاحظ:

- ترطب الملح العادي وعدم تأثر الملح النقي - مما يدل على ان كلوريد الصوديوم مادة لا تمتص الماء من الجو (لا تتميء) وان خاصية امتصاص الماء (الرطوبة) من الجو؛ تقتصر على الملح العادي وتسمى ظاهرة امتصاص الرطوبة من الجو والتحول الى مادة مبتلة بـ (التميؤ). فملح الطعام العادي اذن مادة متميئة

ان سبب تميؤه يعزى الى احتوائه على شوائب من كلوريد الكالسيوم او كلوريد المغنيسيوم (او كليهما) وهاتان المادتان تميلان لامتصاص الرطوبة من الجو (تتميئان في الجو الرطب). اذن ما الفرق بين كلوريد الصوديوم النقي و ملح الطعام العادي؟ ؟ ولماذا ؟

تمرين (2 - 1)
ما الفرق بين كلوريد الصوديوم النقي والسكر من حيث تأثرهما بالحرارة.

ثانياً: هيدروكسيد الصوديوم NaOH

هيدروكسيد الصوديوم مادة صلبة تتميء عند تعرضها للهواء الرطب. وبتفاعل الطبقة المتميئة منه مع غاز ثنائي اوكسيد الكاربون في الجو؛ تتكون طبقة من كاربونات الصوديوم Na_2CO_3 لا تذوب في محلول NaOH المركز في المنطقة المتميئة. لذلك تشكل قشرة جافة على سطح حبيبات هيدروكسيد الصوديوم



هيدروكسيد الصوديوم.

$$CO_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

ثنائي اوكسيد الكاربون | طبقة متميئة من هيدروكسيد الصوديوم | كاربونات الصوديوم (قشرة جافة) | ماء

وهيدروكسيد الصوديوم قاعدة كثيرة الذوبان في الماء تستعمل في مجالات صناعية عديدة منها صناعة الصابون والمنظفات (مساحيق وسوائل) وفي صناعات الانسجة والورق وكمادة اولية في تحضير العديد من المركبات المستعملة في الصناعة.

2 – 4 الكالسيوم Calicum

الرمز الكيميائي Ca
العدد الذري 20
عدد الكتلة 40

التـرتيب الالكتروني

عدد الالكترونات	رقم الغلاف(n)	رمز الغلاف
2	1	K
8	2	L
8	3	M
2	4	N

20P+
20n0

رسم الترتيب الالكتروني لذرة الكالسيوم.

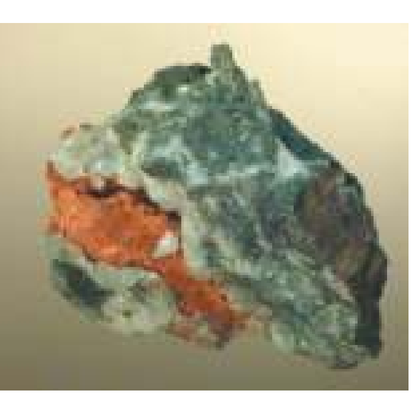
2 - 4 - 1 وجوده

لا يوجد فلز الكالسيوم بصورة حرة في الطبيعة لشدة فعاليته ويوجد متحداً مع غيره من العناصر على شكل كاربونات مثل المرمر وحجر الكلس وعلى شكل كبريتات مثل الجبس او على شكل فوسفات مثل فوسفات الكالسيوم او على شكل سليكات. ويستخلص الفلز بالتحليل الكهربائي لمنصهر كلوريد وفلوريد الكالسيوم.

يدخل الكالسيوم في تركيب بعض انواع الاغذية مثل الحليب والاسماك.



اغذية تحتوي على الكالسيوم.





خامات الكالسيوم في الطبيعة.

2 - 4 - 2 بعض مركبات الكالسيوم:

1 – هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$



هيدروكسيد الكالسيوم.

يحضر باضافة الماء الى اوكسيد الكالسيوم CaO (النورة) او الجير الحي) في عملية تعرف باطفاء الجير والتي تؤدي الى الحصول على هيدروكسيد الكالسيوم الذي يعرف احياناً بالجير المطفأ ويدعى محلول هيدروكسيد الكالسيوم الصافي بماء الكلس الصافي كما تصفه المعادلة الاتية:



$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

الذي عند امرار غاز CO_2 عليه نلاحظ تعكره بسبب تكون كاربونات الكالسيوم. كما في المعادلة الاتية:

$$\underset{\text{محلول مائي (ماء الكلس الصافي)}}{Ca(OH)_2} + CO_2 \longrightarrow \underbrace{\underset{\text{كاربونات الكالسيوم راسب ابيض}}{CaCO_3\downarrow} + H_2O}_{\text{(محلول عكر)}}$$

هل تعلم

ان استمرار امرار غاز CO_2 في محلول ماء الكلس الصافي – بعد تعكره – يسبب عودة المحلول صافياً!! وذلك لتكون $Ca(HCO_3)_2$ كثيرة الذوبان في الماء.

2 – كبريتات الكالسيوم :

توجد بشكل جبس $CaSO_4.2H_2O$ حيث يرتبط مع كبريتات الكالسيوم الصلبة جزيئين من الماء يسمى ماء التبلور وعندما يفقد ماء التبلور بالتسخين جزئياً يتحول الجبس الى جبس باريس $(CaSO_4)_2 \cdot H_2O$ والتفاعل انعكاسي اي عندما تلتقط عجينة باريس الماء تتجمد وتتحول الى الجبس مع تمدد في الحجم. وتستعمل عجينة باريس (جبس باريس) في التجبير وفي صنع التماثيل وكذلك في البناء.

$$2(CaSO_4.2H_2O) \longrightarrow (CaSO_4)_2.H_2O + 3H_2O$$

$$(CaSO_4)_2.H_2O + 3H_2O \longrightarrow 2(CaSO_4.2H_2O)$$

أسئلة الفصل الثاني

1.2 اختر من بين القوسين ما يكمل المعنى العلمي فيما يأتي:

1 - من عناصر الزمرة الاولى : (الهيليوم ، الراديوم ، الصوديوم ، البورون)

2 - عنصر البوتاسيوم اكثر فعالية من عنصر الليثيوم وذلك : (لوجود الكتروني تكافؤ بذرته ، لأن نصف قطر ذرته اكبر ، لعدم وجود الكترون تكافؤ بذرته ، لوجوده حراً في الطبيعة).

3 - تكافؤ عنصر المغنيسيوم في مركباته:

(1 ، 2 ، 3 ، 4).

4 - اذا فقدت ذرة الليثيوم الكترون التكافؤ تتحول الى (ايون احادي الشحنة الموجبة ، ايون سالب ، ايون ثنائي الشحنة الموجبة ، ايون ثنائي الشحنة السالبة).

2.2 أ - اذكر الفرق بين الجبس الاعتيادي وجبس باريس.

ب - لكلوريد الصوديوم اهمية صناعية كبرى. لماذا ؟ اذكر ثلاث فوائد له.

جـ - الباريوم اكثر فلزية من البريليوم . علام استندنا في ذلك؟

3.2 بين لماذا ؟

1 - لا ينتمي الالمنيوم $_{13}Al$ الى مجموعة عناصر الزمرة الاولى.

2 - عند ترك حبيبات NaOH في الجو الرطب تتميء اولاً ثم تتكون عليها قشرة صلبة.

3 - يحفظ الصوديوم Na في النفط.

4 - سميت عناصر الزمرة الاولى بالفلزات القلوية.

5 - اختفاء لمعان قطعة الصوديوم المقطوعة حديثاً بعد فترة.

4.2 وضح علمياً لماذا:

أ - سهولة انتزاع الكتروني التكافؤ من عنصر الكالسيوم.

ب - وضع العناصر : الليثيوم $_{3}Li$ والصوديوم $_{11}Na$ والبوتاسيوم $_{19}K$ ضمن زمرة واحدة رغم اختلافها في العدد الذري.

5.2 ما الفرق بين كلوريد الصوديوم النقي NaCl وبين NaCl غير النقي.

الفصل الثالث 3

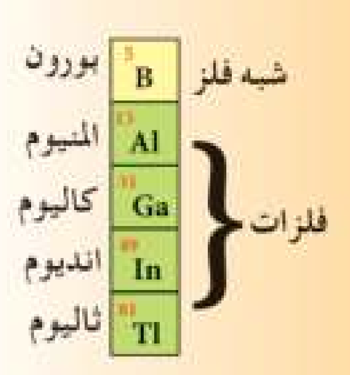
الزمرة الثالثة

Group IIIA



بعد الانتهاء من دراسة هذا الفصل يكون الطالب قادراً على ان :

- ☐ يتعرف على اسماء ورموز عناصر الزمرة الثالثة.
- ☐ يحدد الصفات العامة لعناصر الزمرة الثالثة.
- ☐ يفهم ان عنصر الالمنيوم لا يوجد حراً في الطبيعة.
- ☐ يستوعب الرمز والعدد الذري وعدد الكتلة لعنصر الالمنيوم.
- ☐ يدرك اهمية وفوائد الالمنيوم الفيزيائية ما يمكنه من مقارنته مع الحديد.
- ☐ يكشف - عملياً - عن ايون الالمنيوم في المحاليل المائية لمركباته.
- ☐ يتعرف على بعض مركبات الالمنيوم.



3 – 1 عناصر الزمرة IIIA

ان السبب في وضع عناصر هذه الزمرة في مجموعة واحدة، هو العامل نفسه الذي مر معنا في الزمرتين الاولى والثانية وهو احتواء الغلاف الخارجي لذراتها على ثلاثة الكترونات رغم اختلافها بالاعداد الذرية وعناصر هذه الزمرة هي: البورون B والالمنيوم Al والكاليوم Ga والانديوم In والثاليوم Tl، ويوضح الشكل (3 – 1) موقع هذه الزمرة في الجدول الدوري.

1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8	9 VIIIB	10	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub						

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Ir

الشكل (3 – 1)
موقع عناصر الزمرة الثالثة في الجدول الدوري.

3 – 2 الصفات العامة لعناصر الزمرة الثالثة(IIIA)

1 – ان عناصر هذه الزمرة فلزات عدا البورون شبه فلز.

2 – طاقة التأين لهذه العناصر اقل من طاقة تأين عناصر المجموعة الثانية. وذلك لان عناصر هذه الزمرة تحتوي على الكترون واحد في الغلاف الثانوي p بعد غلاف ثانوي مشبع (سواء اكان s او P) اما عناصر الزمرة الثانية فيكون غلافها الخارجي هو الغلاف الثانوي المشبع ns^2.

هل تعلم

* ان هيدروكسيد البورون صيغته $B(OH)_3$ لكننا نعرفه ايضا بإسم حامض البوريك وصيغته من الممكن كتابتها H_3BO_3 ولهذه المادة استعمالات طبية عديدة ومفيدة.

وبازدياد العدد الذري لعناصر هذه الزمرة (من الاعلى نحو الاسفل) يحصل نقصان طاقة تأين ذراتها بصورة عامة (بسبب كبر حجومها الذرية).

3 – من ملاحظة عدد الكترونات الغلاف الخارجي لذرات عناصر هذه الزمرة، نتوقع بأن الحالة التأكسدية لذراتها هي (+3) بالاضافة الى حالات تأكسدية اخرى.

4 – تتميز خواص اكاسيد وهيدروكسيدات عناصر هذه الزمرة بزيادة الصفة القاعدية ونقصان الصفة الحامضية كلما زاد العدد الذري . حيث تجد المحاليل المائية لأكاسيد البورون حامضية، بينما تكون اكاسيد الالمنيوم امفوتيرية، اما اكاسيد عناصر بقية افراد هذه الزمرة فتكون قاعدية.

هل تعلم

ان عنصري البورون والالمنيوم يشكلان نسبة كبيرة من مكونات التربة حولنا وانهما لا يوجدان بصورة حرة في الطبيعةلفعاليتهما العالية وانهما يشتركان مع بقية عناصر هذه المجموعة بخواص متدرجة جمعتهم في هذه الزمرة.

تمرين (3 – 1)

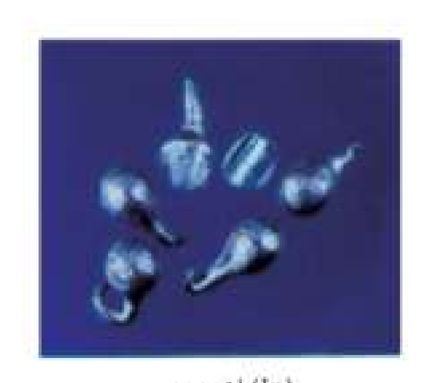
قارن بين طاقتي التأين لعنصر من الزمرة الثالثة مع العنصر المجاور له (الى يساره) من الزمرة الثانية .



(Al) المنيوم



(B) بورون



(In) انديوم



(Ga) كاليوم

نماذج من عناصر الزمرة الثالثة.

3 – 3 : الالمنيوم Aluminum

الرمز الكيميائي: Al

العدد الذري : 13

عدد الكتلة : 27



رمز الغلاف	رقم الغلاف(n)	عدد الالكترونات
K	1	2
L	2	8
M	3	3

رسم الترتيب الالكتروني لذرة الالمنيوم.

3 - 3 - 1 وجود الالمنيوم

لا يوجد الالمنيوم حراً في الطبيعة لانه من الفلزات الفعالة فهو يوجد متحداً مع غيره من العناصر ضمن مركبات متنوعة. والالمنيوم اوسع الفلزات انتشاراً في قشرة الارض، فهو يلي الاوكسجين (46%) و السيليكون (28%) في سعة انتشاره. اذ يؤلف الالمنيوم نحو (8%) من صخور القشرة الارضية والطين، ورغم انتشار سليكات الالمنيوم المعقدة في الصخور والطين، فانها لا تصلح لاستخلاص الالمنيوم منها، حالياً، بسبب الكلفة العالية اقتصادياً. يعتبر البوكسايت وهو اوكسيد الالمنيوم المائي $Al_2O_3.2H_2O$، الخام الرئيس للالمنيوم، فهو اهم خام يستعمل لاستخلاص الفلز. بينما يعتبر الكريولايت (Na_3AlF_6) وهو فلوريد مزدوج من الصوديوم والالمنيوم من المصادر المهمة المستعملة لاستخلاص الفلز.

اوكسيد الالمنيوم الطبيعي (مع شوائب).

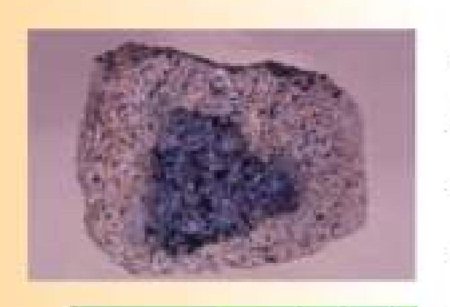
3 – 3 – 2 استخلاص الالمنيوم

هناك طرائق عديدة لاستخلاص الالمنيوم من مركباته. وتعتبر طريقة هول، في الوقت الحاضر، من احسنها



من خامات الالمنيوم الطبيعية .. (التربة).

واكفئها. حيث تستعمل في الصناعة بشكل واسع. وتعتمد هذه الطريقة على التحليل الكهربائي للألومينا Al_2O_3 النقية في حمام من منصهر الكريولايت $AlF_3(NaF)_3$ (أو تكتب صيغته Na_3AlF_6) بدرجة حرارة ($1000\ ^{\circ}C$) وباستعمال أقطاب كاربونية. ولا توجد الالومينا Al_2O_3 نقية في الطبيعة بل توجد ضمن الخام المعروف بالبوكسايت $Al_2O_3 . 2H_2O$ مع شوائب من الحديد وغيره.

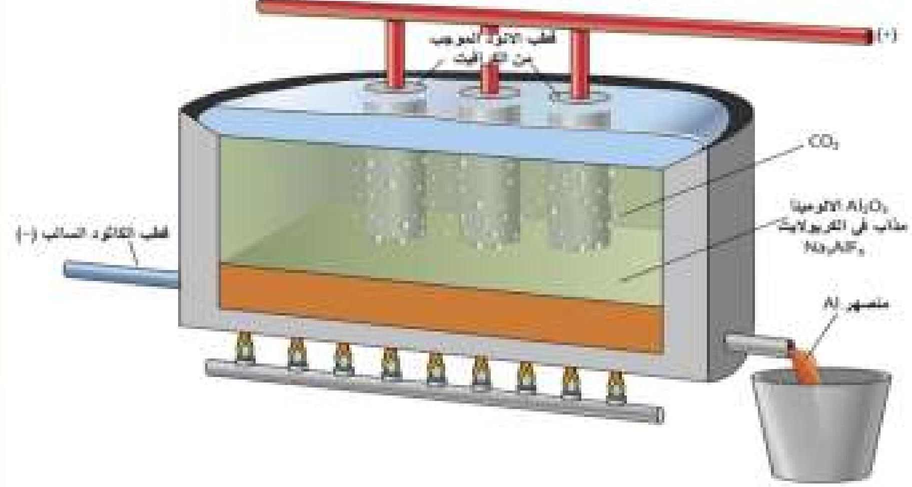


البوكسايت.

ينقى خام البوكسايت كيميائياً من الشوائب للحصول على اوكسيد الالمنيوم النقي Al_2O_3 (الالومينا) والذي له درجة انصهار عالية ويذاب في منصهر الكريولايت الذي يعمل على تخفيض درجة انصهار الالومينا. يوضع المنصهر في خلية تحليل كهربائية كما في الشكل (3 – 2) وعند امرار التيار الكهربائي يتجمع الالمنيوم على شكل منصهر في اسفل الخلية ويسحب بين مدة واخرى.



منصهر الالمنيوم.



الشكل (3 – 2)
خلية هول لاستخلاص الالمنيوم.

3 – 3 – 3 خواص الالمنيوم

1 - الخواص الفيزيائية

الالمنيوم فلز ذو مظهر فضي جيد التوصيل للحرارة والكهربائية وقليل الكثافة.

2 - الخواص الكيميائية

أ - تأثير الاوكسجين في الالمنيوم

ذكرنا سابقاً بأنه عند تعرض الالمنيوم الى الهواء يتأكسد سطحه الخارجي فقط، فيكتسي الالمنيوم بطبقة رقيقة جداً من اوكسيده الذي يكون شديد الالتصاق بسطح الفلز، وهذا ما يقي الفلز من استمرار التآكل، وهذا غير ما يحدث في عنصر الحديد.

ب - يحترق مسحوق الالمنيوم بشدة وبلهب ساطع محرراً طاقة عالية ويحدث التفاعل حسب المعادلة الاتية:

$$\underset{\text{مسحوق}}{4Al} + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3 + \text{طاقة}$$



جـ - الالمنيوم عامل مختزل

يوضع خليط من مسحوق الالمنيوم واوكسيد الحديد (III) (اي Fe_2O_3) بجفنة تثبت في وعاء فيه رمل، ثم يثبت شريط من المغنيسيوم بطول مناسب وتحرق نهاية الشريط مع الابتعاد مسافة لا تقل عن 3 امتار وملاحظة تفاعل مسحوق الالمنيوم مع اوكسيد الحديد (III) تفاعلاً شديداً مصحوباً بانبعاث كمية كبيرة من الحرارة وبلهب ساطع مع تطاير شرر كما في الشكل المجاور. وينتج عن هذا التفاعل تكون منصهر الحديد، نتيجة قيام الالمنيوم باختزال اوكسيد الحديد (III) وتحرير الحديد الذي انصهر بفعل الحرارة العالية، ويسمى هذا التفاعل بتفاعل الثرميت، والمعادلة التالية توضح ذلك.



تفاعل الثرميت.

$$\underset{\text{مسحوق الالمنيوم}}{2Al} + \underset{\text{اوكسيد الحديد III}}{Fe_2O_3} \longrightarrow \underset{\text{اوكسيد الالمنيوم}}{Al_2O_3} + \underset{\text{حديد}}{2Fe} + \text{طاقة حرارية عالية}$$

ويفاد من هذا التفاعل في لحيم الاجهزة الحديدية الكبيرة وقضبان سكك الحديد. [لاحظ الشكل (3 – 3)]. كما يستعمل الالمنيوم لاستخلاص بعض الفلزات من خاماتها الموجودة على هيئة اكاسيد اعتماداً على كونه عاملاً مختزلاً.

تمرين (3 – 2)

قارن بين عمليتي تأكسد الالمنيوم والحديد بتأثير الجو.



الشكل (3 – 3)
استخدام تفاعل الثرميت في لحيم قضبان سكك الحديد.

د – تفاعل الالمنيوم مع الحوامض والقواعد:

يتفاعل الالمنيوم مع حامض الهيدروكلوريك المخفف بسهولة محرراً غاز الهيدروجين ومكوناً كلوريد الالمنيوم:

$$2Al + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$$

المنيوم — حامض الهيدروكلوريك المخفف — كلوريد الالمنيوم — غاز الهيدروجين

ولا يستمر تفاعل الالمنيوم مع كل من حامض النتريك المخفف والمركز ، بسبب تكون طبقة من اوكسيد Al_2O_3 التي تعزل الحامض عن الفلز، فيتوقف التفاعل، ويفاد من هذه الخاصية في حفظ حامض النتريك (التيزاب) ونقله بأوان من الالمنيوم.

يتفاعل الالمنيوم مع محاليل القواعد مثل محلول هيدروكسيد الصوديوم او البوتاسيوم في الماء محرراً غاز الهيدروجين وملح الالمنيوم.

نستنتج من اعلاه بأن عنصر الالمنيوم يتفاعل مع الحوامض والقواعد محرراً غاز الهيدروجين في الحالتين ويدعى هذا السلوك بالسلوك الامفوتيري.

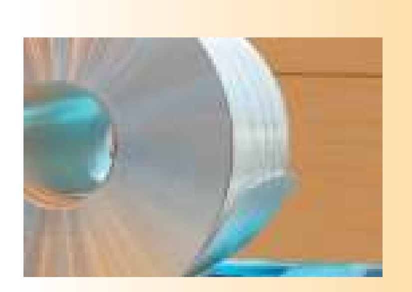
3 ـ 3 ـ 4 : استعمالات الالمنيوم:

اخترنا هذا العنصر للتوسع في دراسته نظرياً وعملياً ضمن حدود هذه المرحلة وذلك لان هذا العنصر هو عنصر المستقبل بعد ان ينضب عنصر الحديد. والبحوث العلمية مستمرة لتيسير امكانية استخلاص الالمنيوم من الطين.

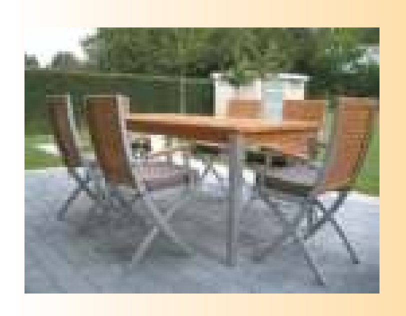
يمتاز عنصر الالمنيوم وسبائكه بأن نسبة الكتلة فيه تكون عالية جداً وعند تعرضه للهواء الجوي تتكون عليه طبقة رقيقة من اوكسيد الالمنيوم صلدة جداً تلتصق بشدة على السطح مانعة الهواء من الوصول الى الفلز فيتوقف التأكسد وبذلك يكون الالمنيوم فلز يقي نفسه شر التأكل، وهذا ما لا يحدث في حالة الحديد لماذا ؟ لأن طبقة اوكسيد الحديد المتكونة (الصدأ) هشة تتفتت بسهولة فتفسح المجال للهواء (الاوكسجين والرطوبة) باستمرار فعلها بالتآكل.

يمكن استعمال الالمنيوم في صناعة الاسلاك الكهربائية، حيث ان توصيل الالمنيوم للكهربائية يساوي ضعف توصيل النحاس، اذا اخذنا نفس الكتلة من العنصرين، وهذا يؤدي الى ان نصف قطر الاسلاك المصنوعة من الالمنيوم يكون اكبر مما لاسلاك النحاس. لكن لكون الالمنيوم اكثر تمدداً او تقلصاً (بنسبة 39%) من النحاس لنفس المدى الحراري، فلا تصنع الاسلاك الكهربائية من الالمنيوم الا ضمن نطاق محدود.

تصنع حالياً من الالمنيوم صفائح رقيقة لتغليف الاطعمة والادوية والسكائر وللاستعمالات المنزلية الاخرى. وكذلك تصنع منه القناني المعدنية المتنوعة الاحجام. كما تصنع من سبائكه الخفيفة؛ الاواني والقدور والملاعق والصفائح والكراسي وكثير من الصناعات الاخرى في بلدنا العراق. بحيث لا يخلو بيت من سبيكته المعروفة بالـ(فافون). ان صناعات الالمنيوم











استعمال الالمنيوم في صناعات متنوعة.



شبابيك مصنوعة من الالمنيوم.

المحلية آخذة بالازدهار يوماً بعد يوم. كما ويستعمل الالمنيوم في عمل مرايا التلسكوبات الكبيرة، والعديد من الصناعات الاخرى. الا ان كميات كبيرة منه تصنع منها سبائك تستعمل في صناعة هياكل الطائرات والقطارات الخفيفة. وفي هياكل الابنية الضخمة وبعض اجزاء السيارات، كذلك تصنع من سبائكه القناني الخاصة لحفظ السوائل بدرجة حرارية منخفضة جداً، مثل سوائل الاوكسجين والاركون والنتروجين وغيرها.. والسبب في ذلك هو ان قوة الالمنيوم تزداد كلما انخفضت درجة الحرارة عن الصفر السيليزي. اما العناصر التي تخلط مع الالمنيوم في صنع السبائك فهي الرصاص والنحاس والزنك والمغنيسيوم.



3 – 3 – 5 سبائك الالمنيوم

اهم سبائك الالمنيوم:



سبائك الالمنيوم.

1 - سبيكة الديورالومين

تتكون هذه السبيكة من نسبة عالية من الالمنيوم ونسبة قليلة من كل من النحاس والمغنيسيوم وقد تحتوي على المنغنيز ايضاً وتمتاز بخفتها وصلابتها. وتستعمل في بناء بعض اجزاء الطائرات.

2 - برونز الالمنيوم

تتكون هذه السبيكة من نسبة قليلة من الالمنيوم ونسبة عالية من النحاس واحياناً فلزات اخرى. ومن خواص هذه السبيكة الجيدة، انها تقاوم التآكل، ويتغير لون السبيكة بتغير نسب مكوناتها حيث يتدرج من لون النحاس الى لون الذهب والى لون الفضة ... لذلك يفاد من هذه الخاصية بصناعة ادوات الزينة.

3 - 3 - 6 مركبات الالمنيوم

اهم مركبات الالمنيوم:

1 - هيدروكسيد الالمنيوم $Al(OH)_3$

يحضر من تفاعل المحلول المائي لاحد املاح الالمنيوم،

مثل محلول كبريتات الالمنيوم $Al_2(SO_4)_3$ مع هيدروكسيد الصوديوم او البوتاسيوم كما في المعادلة الاتية:

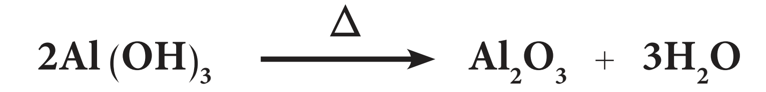
$$Al_2(SO_4)_3 + 6NaOH \xrightarrow{\Delta} 2Al(OH)_3 + 3Na_2SO_4$$

كبريتات الالمنيوم	هيدروكسيد الصوديوم		هيدروكسيد الالمنيوم	كبريتات الصوديوم

وهيدروكسيد الالمنيوم مادة جيلاتينية بيضاء لا تذوب في الماء.

2 - اوكسيد الالمنيوم Al_2O_3

يحضر من التسخين الشديد لهيدروكسيد الالمنيوم كما في المعادلة الاتية:



$$2Al(OH)_3 \xrightarrow{\Delta} Al_2O_3 + 3H_2O$$



اوكسيد الالمنيوم في الاحجار الكريمة.

وقد يوجد اوكسيد الالمنيوم في الطبيعة بصورة غير نقية، وعلى شكل مادة صلدة تستعمل في صقل المعادن وتلميعها. كما يدخل اوكسيد الالمنيوم في تركيب الكثير من الاحجار الكريمة عندما يكون مخلوطاً مع بعض المعادن التي تعطيها مظهراً براقاً والواناً جميلة.

3 - الشب Alum

عند مزج مقدارين متكافئين من محلولي كبريتات الالمنيوم وكبريتات البوتاسيوم المائيين وترك المحلول ليتبخر ماؤه، نحصل على بلورات ملح يحتوي على كبريتات الالمنيوم وكبريتات البوتاسيوم وجزيئات ماء التبلور بنسبة كتلية ثابتة. و الصيغة العامة للشب هي : $[KAl(SO_4)_2 . 12H_2O]$ ويسمى ايضاً شب البوتاس.

يستخدم الشب الاعتيادي في مجالات متعددة منها لتعقيم بعض الجروح الخفيفة، حيث يساعد على تخثر الدم بسهولة، بسبب ذوبانه في الماء وترسب $Al(OH)_3$ على الجروح حيث يوقف سيلان الدم فيتخثر كما يستخدم في تثبيت الاصباغ على الاقمشة وفي تصفية مياه الشرب.

3 – 3 – 7 الكشف عن ايون الالمنيوم في محاليل مركباته

يكشف عن ايون الالمنيوم في مركباته بوساطة محلول قاعدي مثل هيدروكسيد الصوديوم او هيدروكسيد البوتاسيوم حيث تتفاعل هذه المواد مع ايون الالمنيوم Al^{3+} لتكون راسباً ابيض جلاتينياً هو هيدروكسيد الالمنيوم $Al(OH)_3$ كما في المعادلة الاتية:

$$Al^{3+} + 3NaOH \longrightarrow Al(OH)_3 \downarrow + 3Na^{+}$$

ايون الالمنيوم	هيدروكسيد الصوديوم	هيدروكسيد الالمنيوم	ايون الصوديوم

فمثلاً:

$$AlCl_3 + 3NaOH \longrightarrow Al(OH)_3 \downarrow + 3NaCl$$

ان هذا الراسب ونعني به $Al(OH)_3$ يذوب عندما تضاف اليه زيادة من هيدروكسيد الصوديوم NaOH بسبب تكون الومينات الصوديوم الذائبة ويذوب كذلك باضافة حامض اليه بسبب السلوك الامفوتيري .

أسئلة الفصل الثالث

1.3 حدد العنصر الذي لا ينتمي للزمرة الثالثة مما يأتي مع ذكر السبب:

$_{31}Ga$ ، $_{13}Al$ ، $_{12}Mg$ ، $_{5}B$

2.3 اختر من بين القوسين ما يكمل المعنى العلمي في العبارات الاتية:

1 – الكاليوم Ga عنصر ينتمي للزمرة: (الاولى ، الثانية ، الثالثة).

2 – يكون عنصر الالمنيوم في عملية الثرميت عاملاً: (مساعداً ، مؤكسداً ، مختزلاً).

3 – سبيكة برونز الالمنيوم تتكون من نسبة (عالية ، قليلة ، 100%) من عنصر الالمنيوم.

3.3 اكمل العبارات الاتية بما تراه مناسباً لاتمام المعنى:

1 – يتفاعل الالمنيوم مع الحوامض محرراً غاز .... وعند تفاعله مع القواعد يحرر .... لانه ....

2 – تأثير اوكسجين الهواء الجوي في الالمنيوم لا يؤدي الى تآكله كما في حالة الحديد وذلك بسبب ....

3 – التسخين الشديد لهيدروكسيد الالمنيوم يعطي .... ، ....

4 – ملح مكون من عنصري البوتاسيوم والالمنيوم يدعى ....

5 – عنصر الالمنيوم يتفاعل مع الحوامض والقواعد ويدعى هذا السلوك بـ ....

4.3 كيف يستخلص الالمنيوم مع رسم الجهاز والتأشير الكامل على الاجزاء؟

5.3 اختر من القائمة (ب) ما يناسب كل عبارة في القائمة (أ) :

القائمة (أ):

1 – عنصر ذو سلوك امفوتيري

2 – تفاعل يسلك فيه الالمنيوم عاملاً مختزلاً ويحرر طاقة حرارية عالية تذيب الحديد.

3 – اوكسيد الالمنيوم

4 – ملح مزدوج من كبريتات البوتاسيوم والالمنيوم

5 – احد عناصر الزمرة IIIA هو شبه فلز.

القائمة (ب)

1 – الثرميت

2 – الشب

3 – الالومينا

4 – الالمنيوم

5 – الانديوم.

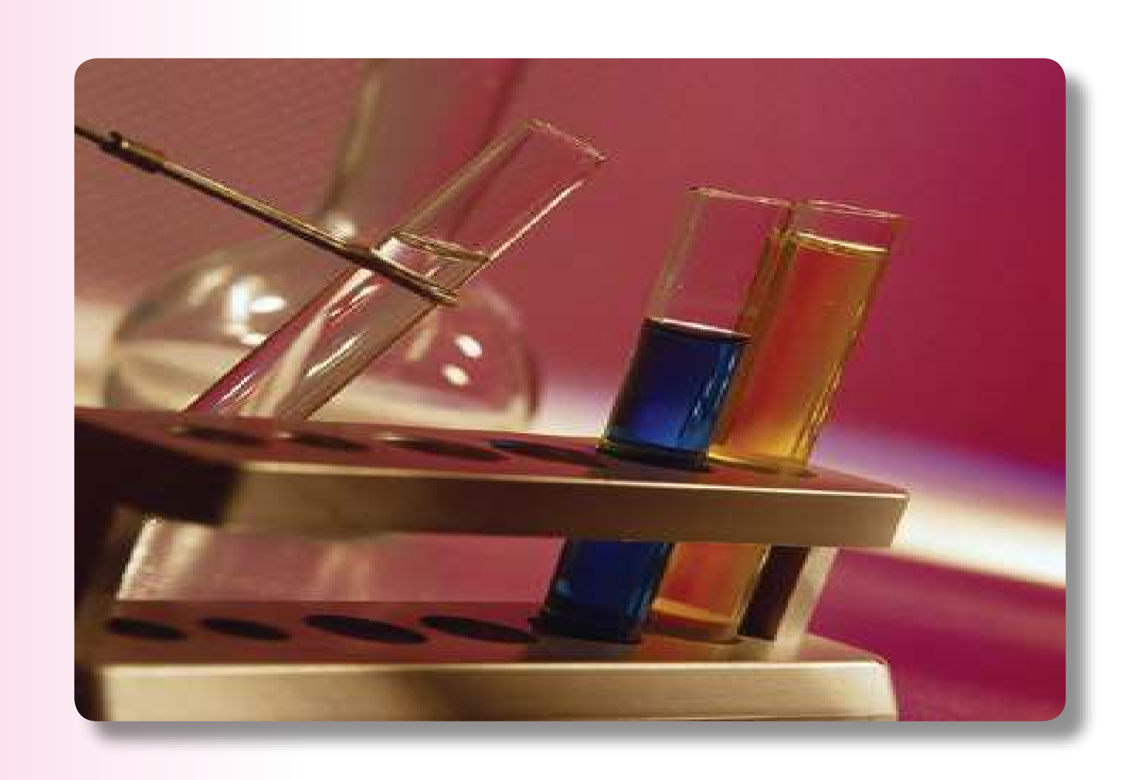
6 – البورون.

الفصل الرابع

4

المحاليل والتعبير عن التركيز

Solutions and Expression for Concentration



بعد الانتهاء من دراسة هذا الفصل يكون الطالب قادراً على أن:

- ☐ يتعرف على المحاليل وطبيعتها .
- ☐ يميز بين أنواع المحاليل.
- ☐ يفهم قابلية الذوبان والعوامل المؤثرة فيها .
- ☐ يتعرف على بعض التعابير عن التراكيز وهي النسبة الكتلية والنسبة الحجمية .

4 – 1 مقدمة

تعتبر المحاليل مهمة في علم الكيمياء الى ابعد حد، اذ ان المحاليل السائلة بصفة خاصة تكون هي الوسط المألوف غالباً بالنسبة للتفاعلات الكيميائية حيث انها تساعد على حدوث التداخل بين المواد المتفاعلة لحدوث التفاعل الكيميائي.

هل تعلم

الماء الذي نستخدمه في حياتنا اليومية يعتبر محلول حيث يحتوي على الاملاح الفلزية والبكتريا وكثير من المواد الاخرى الذي يحدد نسبة تراكيزها المسموح بتواجدها في مياه الشرب طبقاً للمعايير العالمية.

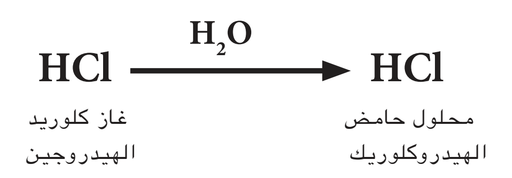
4 – 2 المحلول Solution

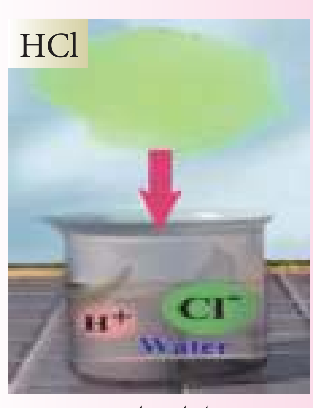
خليط متجانس مكون من مادتين او اكثر لا يحدث بينها تفاعل كيميائي، تسمى المادة الموجودة بوفرة في المحلول مذيب (Solvent) وتسمى المادة الموجودة بقلة في المحلول بالمذاب (Solute). ويمكن تمثيل ذلك بالمعادلة الاتية:



4 - 2 - 1 انواع المحاليل

المحاليل عدة انواع اهمها واكثرها شيوعاً هي المحاليل السائلة، اي عندما يكون المذيب سائل ويمكن تحضير هذه المحاليل باذابة مادة صلبة في سائل، مثل اذابة ملح الطعام (NaCl) في الماء لنحصل على محلول ملح الطعام او اذابة هيدروكسيد الصوديوم في الماء (محلول قاعدي)، او سائل في سائل كإذابة الكحول في الماء او اذابة غاز في سائل كاذابة غاز كلوريد الهيدروجين (HCl) في الماء ويسمى الناتج الاخير بحامض الهيدروكلوريك (محلول حامضي) [الشكل (4 – 1)].





محلول حامضي



محلول قاعدي

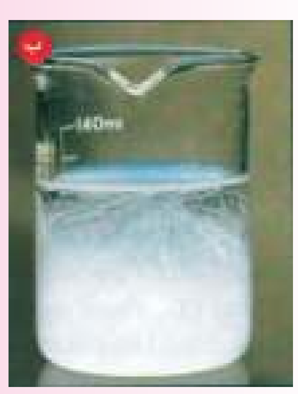


محلول ملحي

الشكل (4 – 1)
انواع مختلفة من المحاليل

وهناك انواع أخرى للمحاليل منها غاز في غاز مثل الهواء الجوي، ومحلول صلب في صلب مثل السبائك المختلفة واهمها قطع النقود المعدنية وسبائك الذهب وسنتطرق في هذا الفصل الى المحاليل السائلة فقط.







الشكل (4 – 2)
أ – محلول مشبع.
ب – محلول فوق المشبع.
جـ – محلول غير مشبع.

4 - 2 - 2 طبيعة المحاليل

تختلف المحاليل في تسميتها وذلك حسب كمية المذاب والمذيب او طبيعة عملية الذوبان. فالمحلول الذي يوصف بأنه مشبع (Saturated Solution) هو المحلول الذي يحتوي على أكبر قدر ممكن من المذاب وان المذيب لا يستطيع ان يذيب اي زيادة اخرى من المذاب عند درجة حرارة محددة وضغط معين. أما عندما تفوق كمية المذاب في محلول ما قد يمكن للمذيب من اذابته في الظروف الاعتيادية يسمى هذا المحلول بفوق المشبع (Supersaturated Solution) وهذا النوع من المحاليل غير ثابت حيث أنها تلفظ الكمية الزائدة من المذاب على شكل راسب ليتحول الى محلول مشبع. ويعرف المحلول بأنه غير مشبع (Unsaturated Solution) اذا احتوى على كمية من المذاب اقل من الكمية اللازمة للتشبع عند درجة الحرارة والضغط المحددين الشكل (4 – 2).

عندما تتأين جزيئات المذاب في المحلول يسمى عند ذلك المحلول بالمحلول الالكتروليتي (Electrolyte Solution)، والمذاب قد يكون الكتروليتاً قوياً عندما تتأين جزيئاته بشكل تام في المحلول مثل حامض الهيدروكلوريك [(الشكل 4 – 3)]. وقد يكون المذاب الكتروليتاً ضعيفاً اي ان



$$HCl \longrightarrow H^{+} + Cl^{-}$$

الشكل (4 – 3)
تتأين جزيئات الالكتروليت القوي بشكل تام في المذيب.

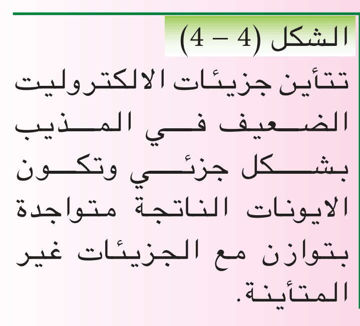


جزيئاته تتأين بدرجةٍ غير تامة وأحياناً بدرجة بسيطة جداً مثل حامض الهيدروفلوريك حيث يتفكك (يتأين) بدرجة قليلة جداً في المذيب وتكون ايوناته في حالة توازن مع الجزيئات غير المتأينه [الشكل (4 – 4)]، وفي المعادلة ادناه تعني الاسهم المتعاكسة ان المادة المتأينة جزئياً في حالة توازن مع الايونات الناتجة.

$$HF \rightleftharpoons H^{+} + F^{-}$$



وهناك مركبات جزيئاتها لا تتأين في المذيب مطلقاً تسمى محاليلها بمحاليل غير الكتروليتية مثل السكر والكحول الاثيلي.



الشكل (4 – 4)
تتأين جزيئات الالكتروليت الضعيف في المذيب بشكل جزئي وتكون الايونات الناتجة متواجدة بتوازن مع الجزيئات غير المتأينة.

4 – 3 قابلية الذوبان Solubility

تعرف بانها اكبر كمية من المادة المذابة يمكن ان تذوب في حجم ثابت من مذيب معين للحصول على محلول مشبع عند درجة حرارة معلومة (محددة). وتختلف قابلية الذوبان تبعاً لطبيعة المذاب والمذيب ودرجة الحرارة والضغط. والتي سنشرحها بايجاز كما يأتي.

4 - 3 - 1 طبيعة المذاب والمذيب

اذا وضعت كمية صغيرة من بلورات ملح الطعام في دورق به ماء، فان البلورات تذوب فيه ببطء، واذا رج الدورق بمحتوياته تذوب البلورات بسرعة اكبر، حيث تؤدي عملية الرج الى ملامسة سطح البلورات بالماء بصورة اكبر، لان عملية الذوبان ظاهرة تتعلق بالسطح المعرض للذوبان، وهذا السبب في تحريك قدح الشاي بالملعقة بعد وضع السكر فيه (الشكل 4 – 5). كما ان مسحوق السكر يذوب اسرع من حبيبات السكر، لان سطح المسحوق المعرض لملامسة جزيئات الماء يكون اكبر من السطح لحبيبات السكر، اذاً نستنتج انه كلما ازداد سطح المادة المذابة المعرض للمذيب ازدادت سرعة الذوبان، اما بالنسبة للمذيب فالطبيعة القطبية أو غير



الشكل (4 – 5)
يذوب السكر بسرعة عند تحريكه بالملعقة.

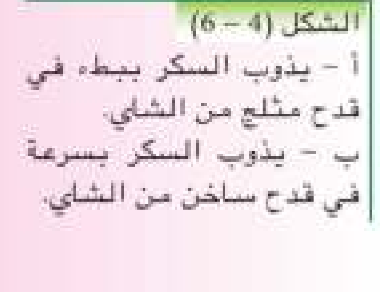
القطبية هي التي تحدد قابليته على الاذابة وحسب قاعدة تنص على ان المذيب يذيب شبيهه، اي ان المذيب القطبي يذوب المذاب القطبي والعكس صحيح. من الضروري معرفة ان المادة غير القابلة للذوبان في مذيب ما، لا تذوب مهما كانت قوة التحريك او طول مدته.

4 - 3 - 2 تأثير درجة الحرارة

اذا اخذنا قدحين متماثلين يحتوي كل منهما على كمية متساوية من سائل احدهما ساخن والاخر بارد واذبنا ملعقة من السكر في كل منهما نلاحظ ان السكر المذاب في قدح السائل الساخن يذوب بصورة اسرع منه في السكر المذاب في السائل البارد والسبب في هذا لان طاقة حركة جزيئات السائل تزداد عند درجات الحرارة المرتفعة مما يزيد احتمالات قوة تصادم جزيئات السائل بسطح بلورات السكر فيساعد على سرعة ذوبانه، لاحظ الشكل (4 – 6).







الشكل (4 – 6)
أ – يذوب السكر ببطء في قدح مثلج من الشاي.
ب – يذوب السكر بسرعة في قدح ساخن من الشاي.

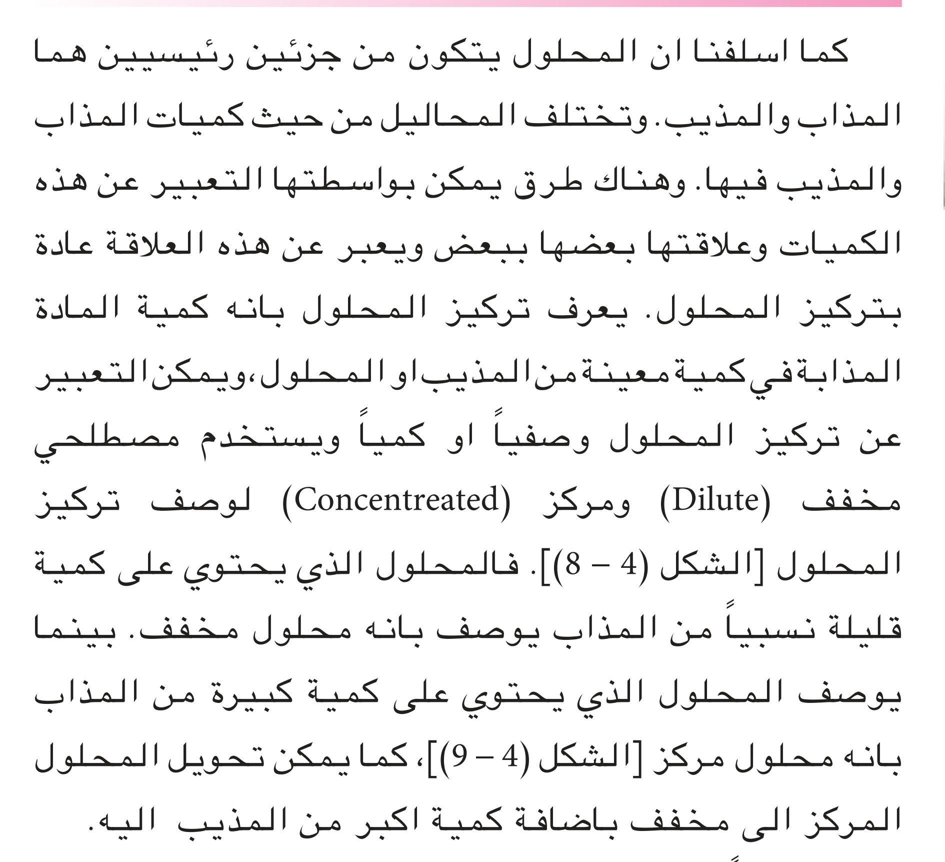
4 - 3 - 3 تأثير الضغط

يمكن ان نلاحظ تأثير الضغط بوضوح في قابلية ذوبان المواد الغازية التي تزداد ذوبانيتها كلما ازداد الضغط الجزئي للغاز فوق سطح المحلول. فمثلاً في المشروبات الغازية يكون تركيز ثنائي اوكسيد الكاربون CO_2 المذاب في المحلول معتمداً على ضغط CO_2 المسلط على سطح المشروب الغازي وعند فتح غطاء الزجاجة فان ضغط CO_2 يقل لذا تقل قابلية ذوبانه وتتكون فقاعات CO_2 التي تتصاعد في المشروب الغازي، لاحظ الشكل (4 – 7).



الشكل (4 – 7)
عند فتح غطاء قنينة المشروب الغازي يقل الضغط لذلك يتصاعد غاز ثنائي اوكسيد الكاربون.

4 – 4 تركيز المحلول Concentration of Solution



كما اسلفنا ان المحلول يتكون من جزئين رئيسيين هما المذاب والمذيب. وتختلف المحاليل من حيث كميات المذاب والمذيب فيها. وهناك طرق يمكن بواسطتها التعبير عن هذه الكميات وعلاقتها بعضها ببعض ويعبر عن هذه العلاقة عادة بتركيز المحلول. يعرف تركيز المحلول بانه كمية المادة المذابة في كمية معينة من المذيب او المحلول، ويمكن التعبير عن تركيز المحلول وصفياً او كمياً ويستخدم مصطلحي مخفف (Dilute) ومركز (Concentreated) لوصف تركيز المحلول [الشكل (4 – 8)]. فالمحلول الذي يحتوي على كمية قليلة نسبياً من المذاب يوصف بانه محلول مخفف. بينما يوصف المحلول الذي يحتوي على كمية كبيرة من المذاب بانه محلول مركز [الشكل (4 – 9)]، كما يمكن تحويل المحلول المركز الى مخفف باضافة كمية اكبر من المذيب اليه.

اما كمياً فيمكن ان نعبر عن تركيز المحلول بعدة طرائق اهمها:



الشكل (4 – 8)
محلول مخفف ومحلول مركز من كبريتات النحاس.

4 - 4 - 1 التركيز بالنسبة المئوية الكتلية

وهو عدد وحدات الكتلة من المادة المذابة في 100 وحدة كتلة من المحلول (النسبة الكتلية للمذاب او المذيب) او ببساطة هي عدد غرامات المذاب في مئة غرام من المحلول وتحسب النسبة المئوية الكتلية للمذاب والمذيب كما يأتي:

$$\text{النسبة الكتلية للمذاب} = \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المحلول}} \times 100\%$$

او ان :

$$\text{النسبة الكتلية للمذاب} = \frac{\text{كتلة المذاب } (m_1)}{\text{كتلة المحلول } (m_1+m_2)} \times 100\%$$

او بتعبير آخر:

$$\text{النسبة الكتلية للمذاب} = \frac{\text{كتلة المذاب } (m_1)}{\text{كتلة المحلول } (m_T)} \times 100\%$$





الشكل (4 – 9)
أ – توزيع جزيئات المذاب في المحلول المركز.
ب – توزيع جزيئات المذاب في المحلول المخفف.

حيث (m_1) كتلة المذاب و (m_2) كتلة المذيب و (m_T) كتلة المحلول {مجموع كتلة المذاب والمذيب(m_1+m_2)}.

وبالطريقة نفسها يمكن ان نكتب النسبة المئوية الكتلية للمذيب بالعلاقة الرياضية الاتية:

$$\text{النسبة الكتلية للمذيب} = \frac{(m_2)\ \text{كتلة المذيب}}{(m_T)\ \text{كتلة المحلول}} \times 100\%$$

وبشكل عام يمكن ان نكتب الصيغة الرياضية للتعبير عن التركيز الكتلي المئوي:

$$\text{النسبة الكتلية لأي مكون من مكونات المحلول} = \frac{\text{كتلة المكون}}{\text{كتلة المحلول}} \times 100\%$$

هل تعلم

الكثير من المواد التي تباع يتم تخزيتها وبيعها في صورة مركزة ويتم تخفيفها عند الاستخدام فمثلا معجون الطماطم المستخدم في بيوتنا يباع بصورة مركزة بل لكلما كان تركيزه اعلى اصبحت قيمته اكثر ولكن عند استخدامه في المطبخ يتم تخفيفه باضافة الماء اليه.

مثال 4 – 1:

ما النسبة الكتلية للمذاب والمذيب لمحلول مكون من 15.3 g ملح الطعام مذاب في 155 g من الماء ؟

الحـــــل:

كتلة المذاب: $m_1 = 15.3\ g$

كتلة المذيب: $m_2 = 155\ g$

كتلة المحلول: $m_T = m_1 + m_2$

$= 15.3 + 155$

$= 170.3\ g$

$$\text{النسبة الكتلية للمذاب} = \frac{m_1}{m_T} \times 100\%$$

$$= \frac{15.3\ g}{170.3\ g} \times 100\% = 8.98\ \%$$

$$\text{النسبة الكتلية للمذيب} = \frac{m_2}{m_T} \times 100\%$$

$$= \frac{155\ g}{170.3\ g} \times 100\% = 91.02\ \%$$

تمرين (4 – 1)

احسب النسب الكتلية لكل من المذاب والمذيب في محلول محضر من اذابة 48.2 g من السكر في 498 g من الماء.

هل تعلم

ان محلول الخل يتكون من حامض الخليك بتراكيز مختلفة مذاب في كمية من الماء.

مثال 4 – 2:

نموذج من الخل يحتوي على نسبة كتلية مقدارها 4 % من حامض الخليك. ما كمية الخل التي نحتاجها لكي نحصل على 20 g من حامض الخليك؟

الحل:

$$\text{النسبة الكتلية للمذاب} = \frac{m_1}{m_T} \times 100\%$$

$$4\ \% = \frac{20\ g}{m_T} \times 100\%$$

$$m_T = \frac{2000}{4}$$

كمية الخل التي نحتاجها $m_T = 500\ g$

تمرين (4 – 2)

احسب النسب الكتلية لكل من حامض الهيدروكلوريك والماء عند تخفيف 20 g من HCl في 80 g من الماء المقطر.

4 - 4 - 2 التركيز بالنسبة المئوية الحجمية

وهي نسبة حجم كل مكون من مكونات المحلول الى الحجم الكلي للمحلول مضروباً في مئة.

$$\text{النسبة الحجمية للمذاب} = \frac{\text{حجم المذاب } (V_1)}{\text{حجم المحلول } (V_1 + V_2)} \times 100\%$$

$$\text{النسبة الحجمية للمذاب} = \frac{\text{حجم المذاب } (V_1)}{\text{حجم المحلول } (V_T)} \times 100\%$$

وبنفس الطريقة يمكن ايجاد النسبة المئوية الحجمية للمذيب:

$$\text{النسبة الحجمية للمذيب} = \frac{\text{حجم المذيب } (V_2)}{\text{حجم المحلول } (V_T)} \times 100\%$$

يرمز لحجم المذاب V_1 ولحجم المذيب V_2 ولحجم المحلول V_T [ويمثل مجموع حجمي المذاب والمذيب $(V_1 + V_2)$]

وبشكل عام يمكن ان نكتب الصيغة الرياضية للتعبير عن

التركيز المئوي الحجمي:

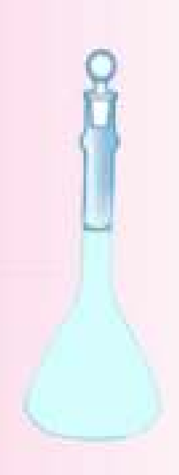
$$\text{النسبة الحجمية لأي مكون من مكونات المحلول} = \frac{\text{حجم المكون}}{\text{حجم المحلول}} \times 100\%$$

لا بد هنا أن نذكر أن وحدات الحجم المستخدمة عادة هي اللتر (L) أو المليلتر (mL) أو السنتمتر المكعب (cm^3)، ومعاملات التحويل فيما بينها كالآتي:

$1\ L = 1000\ mL$

$1\ L = 1000\ cm^3$

$1\ mL = 1\ cm^3$



محلول من حامض الخليك.

مثال 4 – 3:

احسب النسبة الحجمية لكل من حامض الخليك والماء في محلول تكون عند خلط 20 mL من حامض الخليك و 30 mL من الماء.

الحل:

حجم المذاب: $V_1 = 20\ mL$

حجم المذيب: $V_2 = 30\ mL$

حجم المحلول: $V_T = V_1 + V_2$

$= 20 + 30$

$= 50\ mL$

$$\text{النسبة الحجمية للمذاب} = \frac{V_1}{V_T} \times 100\%$$

$$= \frac{20\ \cancel{mL}}{50\ \cancel{mL}} \times 100\% = 40\ \%$$

$$\text{النسبة الحجمية للمذيب} = \frac{V_2}{V_T} \times 100\%$$

$$= \frac{30\ \cancel{mL}}{50\ \cancel{mL}} \times 100\% = 60\ \%$$

مثال 4 – 4:

ما حجم محلول كحول الاثيل بالمليلتر (mL) اللازم اضافته للماء ليصبح حجم المحلول الكلي 50 mL لتكون نسبته الحجمية 40 %.

الحـــــل:

$$\text{النسبة الحجمية للمذاب} = \frac{V_1}{V_T} \times 100\%$$

$$40\ \% = \frac{V_1}{50\ mL} \times 100\%$$

وعليه ان حجم كحول الاثيل بالمليلتر :

$$V_1 = 20\ mL$$

تمرين (4 – 3)

احسب النسبة المئوية بالحجم لكل من (H_2SO_4) والماء عند اضافة 20 mL من (H_2SO_4) في 80 mL من الماء المقطر.

4 - 4 - 3 التركيز بالكتلة / الحجم

يعبر في بعض الاحيان عن التركيز بوحدة كتلة المذاب (بالغرامات) في حجم معين من المحلول (باللتر) وتكون وحدة هذا النوع من التراكيز هي (غرام/لتر) (g / L)

$$\text{التركيز (غرام/لتر)} = \frac{\text{كتلة المذاب (m) (بالغرام) (g)}}{\text{حجم المحلول (V) (باللتر) (L)}}$$



(ب) (أ)

أ – كتلة من كبريتات النحاس.
ب – محلول من كبريتات النحاس.

ومن الجدير بالذكر هنا ان هذا التعبير عن التركيز هو نفسه تعريف الكثافة (Density) والتي هي وحدة كتلة الحجوم. فاذا رمزنا للكثافة بالحرف اللاتيني روو (ρ) وللكتلة (m) وللحجم (V) وعليه فالكثافة تعرف بالعلاقة الاتية:

$$\text{الكثافة (غم/لتر)} = \frac{\text{الكتلة (غرام)}}{\text{الحجم (لتر)}}$$

$$\rho\ (g / L) = \frac{m\ (g)}{V\ (L)}$$

ويمكن استخدام اي وحدة اخرى للحجم مثل (mL) أو (cm^3) .

تمرين (4 – 4)

ما كتلة هيدروكسيد الصوديوم اللازم اذابتها في لتر من الماء المقطر للحصول على تركيز منها في المحلول بمقدار 0.5 g/L

مثال 4 – 5:

اذيب 5 g من كبريتات النحاس في 0.5 L من الماء المقطر احسب تركيز المذاب في المحلول بوحدة g/L.

الحـــــل :

$$\text{التركيز (غرام/لتر)} = \frac{m\ (g)}{V\ (L)} = \frac{5\ g}{0.5\ L} = 10\ g/L$$

مثال 4 – 6:

احسب النسبة الكتلية لكحول المثيل لمحلول يحتوي على 27.5 g من كحول المثيل و 175 mL من الماء. (افترض ان كثافة الماء تساوي 1.00 g/mL).

الحـــــل :

يمكن حساب كتلة الماء التي نحتاجها لايجاد النسبة الكتلية باستخدام تعريف الكثافة.

$$\rho\ (g / mL) = \frac{m\ (g)}{V\ (mL)}$$

ومنه:

$$m\ (g) = \rho\ (g / mL) \times V\ (mL)$$

$$m\ (g) = 1.00\ (g / \cancel{mL}) \times 175\ (\cancel{mL})$$

$$m\ (g) = 175\ g$$

كتلة كحول المثيل: $m_1 = 27.5\ g$

كتلة الماء: $m_2 = 175\ g$

كتلة المحلول : $m_T = m_1 + m_2$

$= 27.5 + 175$

$= 202.5\ g$

$$\text{النسبة الكتلية لكحول المثيل} = \frac{m_1}{m_T} \times 100\%$$

$$= \frac{27.5\ g}{202.5\ g} \times 100\% = 13.6\ \%$$

تمرين (4 – 5)

احسب كتلة KCl بالغرامات الموجودة في 0.337 L في محلول نسبة KCl الكتلية فيه تساوي 5.80 % . (افترض ان كثافة المحلول تساوي 1.05 g/mL .

أسئلة الفصل الرابع

1.4 بين بايجاز ما المقصود بكل مما يأتي:

1 – المحلول.

2 – المحلول المشبع.

3 – قابلية الذوبان.

4 – المحلول الالكتروليتي.

5 – المحلول المركز.

6 – التركيز بالنسبة المئوية الكتلية.

7 – التركيز بالنسبة المئوية الحجمية.

2.4 اختر ما يناسب التعابير الاتية:

1 – محلول صلب في صلب مثل:

أ – علبة عصير.

ب – قطعة نقدية.

جـ – محلول ملحي.

2 – المذاب الالكتروليتي الضعيف هو:

أ – المذاب الذي يتأين بدرجة كاملة في المذيب.

ب – المذاب الذي يتأين بدرجة غير كاملة في المذيب.

جـ – المذاب الذي يذوب بسرعة في المذيب.

3 – السكر المذاب في قدح الماء الساخن يذوب بصورة اسرع عنه في الماء البارد بسبب:

أ – طاقة حركة جزيئات الماء تقل عند درجة الحرارة المرتفعة.

ب – طاقة حركة جزيئات الماء تزداد عند درجة الحرارة المرتفعة.

جـ – طاقة حركة جزيئات السكر تزداد عند درجة الحرارة المرتفعة.

4 – يمكن تحول المحلول المركز الى مخفف وذلك:

أ – بزيادة تركيز المذاب.

ب – بتسخين المحلول.

جـ – باضافة مذيب اكثر الى المحلول.

3.4 ما الفرق بين:

أ – محلول مخفف ومحلول مركز.

ب – مذاب الكتروليتي ضعيف ومذاب الكتروليتي قوي.

جـ – محلول فوق المشبع ومحلول غير مشبع.

4.4 ما هي العوامل المؤثرة على قابلية الذوبان.

5.4 اذيب 5 g من كبريتات النحاس في 20 g من الماء المقطر، احسب النسبة المئوية الكتلية للمذاب وكذلك للمذيب.

6.4 ما حجم الماء باللتر اللازم اضافته الى 10 g من هيدروكسيد البوتاسيوم للحصول على محلول تركيزه 2.5 g/L .

7.4 ما النسبة المئوية الحجمية لحامض الهيدروكلوريك وكذلك للماء عند اضافة 25 mL من الحامض الى 75 mL من الماء.

8.4 احسب النسبة المئوية الكتلية لـ NaCl في محلول يحتوي على 15.3 g من NaCl و 155.09 g من الماء .

أسئلة الفصل الرابع

9.4 احسب التركيز بوحدة غم/لتر لمحلول يحتوي على 27.5 g من كحول المثيل مذاب في 175 mL من الماء .

10.4 افترض عينة من الماء مأخوذة من قاع بحيرة الحبانية تحتوي على 8.5% بالكتلة من ثنائي اوكسيد الكاربون . ماهي كمية ثنائي اوكسيد الكاربون بالغرام الموجودة في 28.6 L من المحلول المائي (معلومة: كثافة المحلول تساوي 1.03 g/mL).

11.4 عصير يحتوي على نسبة مئوية كتلية مقدارها 11.5% من السكر. ما هو حجم العصير بالمليلتر المحتوي على 85.2 g من السكر (افترض كثافة المحلول تساوي 1.00 g/mL).

12.4 احسب التركيز بالنسبة المئوية الكتلية لمكونات محلول يحتوي على 19 g من مذاب في 158 g من مذيب.

13.4 احسب تركيز مكونات المحاليل التالية بالنسبة المئوية الكتلية للمذيب .

أ - 10.2 g من NaCl في 155 g من H_2O.

ب- 48.2 g من السكروز في 498 g من H_2O.

جـ - 0.245 g من حامض الخليك في 4.91 g من H_2O.

14.4 مشروب غازي يحتوي على 45 g من السكر في 309 g من الماء. ما هي النسبة المئوية الكتلية للسكر في المشروب الغازي.

15.4 يحتوي ماء المحيط على نسبة مئوية كتلية 3.5 % من NaCl . ما كمية الملح التي يمكن الحصول عليها من 274 g من ماء المحيط.

16.4 جد حجم الكحول بالمليلتر (mL) الموجود في المحاليل الاتية:

ا) 480 mL من محلول يحتوي على 3.7% نسبة مئوية حجمية من الكحول.

ب) 103 mL من محلول يحتوي على 10.2% نسبة مئوية حجمية من الكحول.

ج) 0.3 L من محلول يحتوي على 14.3% نسبة مئوية حجمية من الكحول.

17.4 جد كمية كلوريد البوتاسيوم KCl بالغرام (g) الموجود في المحاليل الاتية:

ا) 19.7 g من محلول يحتوي على 1.08% نسبة مئوية كتلية من KCl.

ب) 23.2 kg من محلول يحتوي على 18.7% نسبة مئوية كتلية من KCl.

ج) 38 mg من محلول يحتوي على 12% نسبة مئوية كتلية من KCl.

18.4 اكمل الفراغات في الجدول الاتي:

كتلة المذاب	كتلة المذيب	كتلة المحلول	النسبة المئوية الكتلية للمذاب
15.5 g	238.1 g	....	....
22.8 g	....	....	% 12.0
....	183.3 g	212.1 g	....
31.52 g	....	....	% 15.3

أسئلة الفصل الرابع

19.4 اكمل الفراغات في الجدول الاتي:

حجم المذاب	حجم المذيب	حجم المحلول	النسبة المئوية الحجمية للمذاب
2.55 mL	25.0 mL	....	....
4.58 mL	....	....	% 3.8
1.38 mL	....	$27.2\ cm^3$	....
$23.7\ cm^3$	....	....	% 5.8

اجوبة نموذجية لأسئلة وتمارين الفصل

التمارين:

1.4 النسبة الكتلية للمذاب 8.82% ، النسبة الكتلية للمذيب 91.18% .

2.4 النسبة الكتلية للحامض = 20% ، النسبة الكتلية للماء = 80% .

3.4 النسبة الحجمية لـ H_2SO_4 = 20%
النسبة الحجمية لـ H_2O = 80%

4.4 كتلة هيدروكسيد الصوديوم = 0.5 g

5.4 كتلة KCl = 20.52 g

أجوبة أسئلة الفصل:

5.4 النسبة المئوية الكتلية لكبريتات النحاس $CuSO_4$ = 20%
النسبة المئوية الكتلية للماء H_2O = 80%

6.4 V(L) = 4L

7.4 النسبة الحجمية للحامض = 25%
النسبة الحجمية للماء = 75%

8.4 النسبة الكتلية لـ NaCl = 8.98%

9.4 التركيز 157.14 g/L

10.4 2503.93 g

11.4 740.87 mL

12.4 النسبة الكتلية للمذاب = 10.73%
النسبة الكتلية للمذيب = 89.27%

13.4 أ: 93.83٪ ب: 91.18%
ج: 95.25%

14.4 النسبة الكتلية للسكر = 12.71%

15.4 9.59 g

16.4 أ: 17.76 mL ب: 10.51 mL
ج: 42.9 mL

17.4 أ: 0.21 g ب: 4338.4 g
ج: 4.56×10^{-3} g

18.4

كتلة المذاب	كتلة المذيب	كتلة المحلول	النسبة المئوية الكتلية للمذاب او المذيب
15.5 g	238.1 g	253.6 g	% 6.11
22.8 g	167.2 g	190.0 g	% 12.0
28.8 g	183.3 g	212.1 g	% 13.57
31.52 g	174.48 g	206.0 g	% 15.3

19.4

حجم المذاب	حجم المذيب	حجم المحلول	النسبة المئوية الحجمية للمذاب
2.55 mL	25.0 mL	$27.55\ cm^3$	% 9.25
4.58 mL	115.9 mL	$120.52\ cm^3$	% 3.8
1.38 mL	25.82 mL	$27.2\ cm^3$	% 5.07
$23.7\ cm^3$	384.9 mL	$408.6\ cm^3$	% 5.8

الفصل الخامس

5

الزمرة الرابعة

Group IVA



بعد الانتهاء من دراسة هذا الفصل يكون الطالب قادراً على أن :

- ☐ يعرف موقع الزمرة في الجدول الدوري واسماء ورموز عناصرها.
- ☐ يتعرف على بعض الصفات العامة لعناصر الزمرة.
- ☐ يرسم الترتيب الالكتروني لذرة السليكون.
- ☐ يعرف وجود السليكون في الطبيعة واهميته.
- ☐ يفهم كيفية تحضير السليكون مختبرياً وصناعياً.
- ☐ يتعرف على خواصه الفيزيائية والكيميائية.
- ☐ يتعرف على مركبات السليكون الطبيعية والصناعية.
- ☐ يطلع على استخدامات السليكون.

5 – 1 عناصر الزمرة الرابعة IVA

تشمل الزمرة الرابعة عناصر الكاربون (C) والسليكون (Si) والجرمانيوم (Ge) والقصدير (Sn) والرصاص (Pb)، والشكل (5 – 1) يبين موقعها في الجدول الدوري.

^{6}C

^{14}Si

^{32}Ge

^{50}Sn

^{82}Pb

1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8	9 VIIIB	10	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub						

الشكل (5 – 1)
موقع الزمرة الرابعة في الجدول الدوري.

5 – 2 الصفات العامة للزمرة الرابعة IVA

تتصف هذه الزمرة بأنها أكثر الزمر اختلافا وتعددا في صفات عناصرها، فعناصرها تظهر انتقالا واضحا من الصفات اللافلزية الى الصفات الفلزية كلما انتقلنا من أعلى الزمرة نحو أسفلها، أي بزيادة العدد الذري لها . فللكاربون خواص لا فلزية ويكون كل من السليكون والجرمانيوم أشباه فلزات، بينما يعتبر القصدير والرصاص فلزات حقيقية. لذلك نرى أن لكل من عنصري القصدير والرصاص الصفات الفيزيائية للفلزات، كالكثافة العالية والتوصيل الحراري والكهربائي الجيدان وقابلية الطرق والسحب واللمعان العاليان. وتقل كذلك درجة الغليان والانصهار لعناصر الزمرة بالانتقال من اعلى الى اسفل المجموعة.

هل تعلم

ان البابليين فرشوا الجنائن المعلقة بالرصاص لاحتجاز الماء، كما ان المصريين القدماء استخدموا الرصاص في الزخرفة.



سبيكة الرصاص والقصدير تستخدم في لحيم التوصيلات الكهربائية.

تتصف عناصر هذه الزمرة كذلك بامتلاكها أربعة الكترونات بغلافها الخارجي، حيث أنها تحتاج الى أن تكتسب أو تفقد او تساهم بأربعة الكترونات للوصول الى ترتيب الكتروني

مستقر. ولصعوبة فقدان او اكتساب أربعة الكترونات فان عناصر هذه الزمرة تميل الى المشاركة بأربعة الكترونات عن طريق تكوين آواصر تساهمية لتعطي حالة التاكسد الرباعية للعنصر (4+). وفي الحقيقة فان مركبات السليكون والكاربون هي مركبات تساهمية ذات حالة تاكسد رباعية، بينما الجرمانيوم والقصدير والرصاص فأنها تكون مركبات تساهمية وأيونية معا، حيث أن في المركبات الأيونية يتم فقدان إلكترونين فقط لتكوين (Ge^{2+}) و (Sn^{2+}) و (Pb^{2+})، أن لعناصر هذه الزمرة سواء منها ذات الصفات الفلزية أو ذات الصفات اللافلزية فعالية ضعيفة، فهي تتفاعل مع اللافلزات مثل الأوكسجين ولكنها تحتاج الى حرارة لإتمامها .

هل تعلم

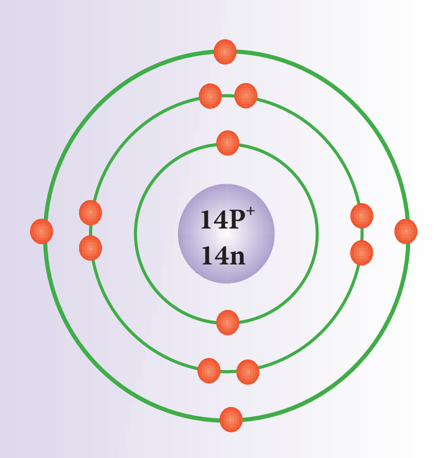
يستعمل القصدير بصورة واسعة في طلاء الحديد والمعادن الاخرى المستعملة في صناعة علب حفظ الاغذية المعلبة كعلب معجون الطماطة وعلب الزيوت النباتية وعلب المربيات وغيرها لحمايتها من التآكل.

5 – 3 السليكون Silicon

الرمز الكيميائي : Si

العدد الذري : 14

عدد الكتلة : 28



الشكل (5 – 2)
رسم الترتيب الالكتروني لذرة السليكون.



رمز الغلاف	رقم الغلاف(n)	عدد الالكترونات
K	1	2
L	2	8
M	3	4

يبين الشكل (5 – 2) الترتيب الالكتروني لعنصر السليكون حيث يظهر انه يحتوي على أربعة الكترونات في غلافه الخارجي، وبما انه من الصعب على العنصر أن يفقد أربعة الكترونات أو يكتسبها لذلك يشارك فيها فتكون اغلب مركبات السليكون تساهمية، ويكون تكافؤه رباعياً.

5 - 3 - 1 وجوده

يعتبر السليكون العنصر الأكثر انتشارا في قشرة الارض بعد الأوكسجين، حيث يشكل اكثر من ربع القشرة الارضية بنسبة تصل الى 28%، حيث غالباً مايكون متحداً مع الاوكسجين في التربة او على شكل ترسبات طينية ورملية. ولا يوجد السليكون بصورة حرة في الطبيعة ولكنه يوجد في الصخور على هيئة ثنائي اوكسيد السليكون (SiO_2) ويدخل في تركيب مختلف السليكات وعلى شكل الكوارتز والرمل. وللسليكون كما مبين في الشكل (5 – 3) صورتين احداهما متبلورة وفيها يكون لون المسحوق بني غامق والاخرى غير متبلورة وفيها يكون لون مسحوقه رصاصي غامق، المتبلورة منه اقل فعالية وكلتا الصورتين لهما التركيب نفسه .



أ – غير متبلور ب – متبلور

الشكل (5 – 3)
صور عنصر السليكون.



العالم برزلوس

5 - 3 - 2 تحضيره

أ – تحضيره مختبرياً

يحضر السليكون غير المتبلور بتسخين عنصر البوتاسيوم في جو من رباعي فلوريد السليكون SiF_4 وفق المعادلة:

$$SiF_4 + 4K \xrightarrow{\Delta} Si + 4KF$$

بينما يحضر السليكون المتبلور باذابة السليكون في منصهر الالمنيوم ثم تبريد المحلول حيث تنفصل بلورات السليكون عن المحلول.

ب – تحضيره صناعياً

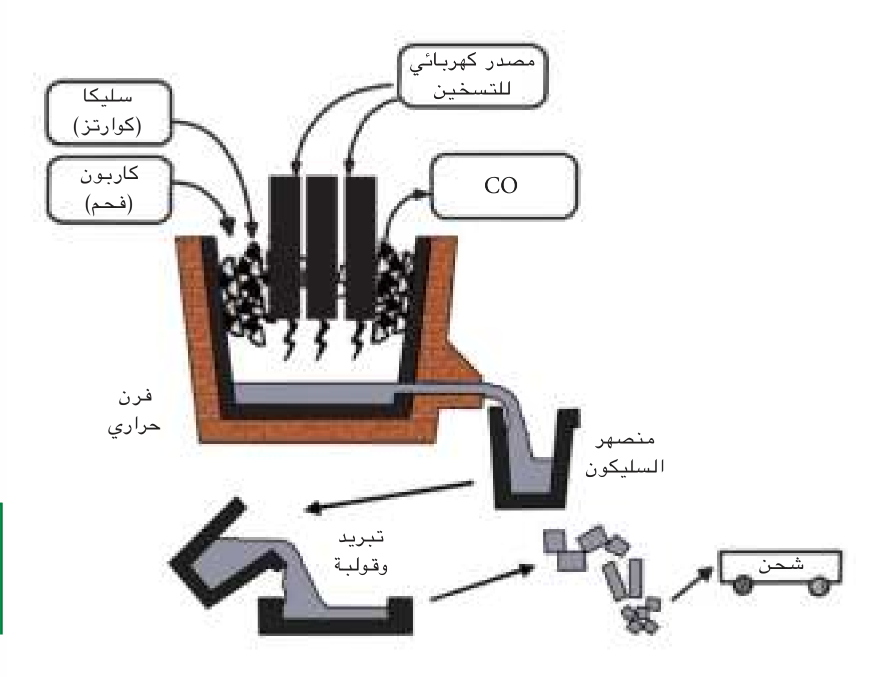
يحضر السليكون صناعيا باختزال السليكا (SiO_2) بدرجات حرارة عالية وباستخدام الكاربون أو المغنسيوم كعامل مختزل [الشكل (5 – 4)]. كما في المعادلة الآتية:

$$SiO_2 + 2C \xrightarrow{\Delta} 2CO \uparrow + Si$$

هل تعلم

حضر السليكون لاول مرة من قبل العالم برزلوس (Berzelius) عام 1823م من تفاعل رباعي فلوريد السليكون مع البوتاسيوم حيث حصل على السليكون غير البلوري. اما السليكون البلوري فحضر لاول مرة من قبل العالم ديفايل (Deville) عام 1854م من التحلل الكهربائي لكلوريد الصوديوم والالمنيوم غير النقي الحاوي على نحو 10% سليكون. وفي بداية القرن العشرين 1907م اكتشف العالم بوتر (Pottr) طريقة تحضير السليكون من تفاعل السليكا مع الكاربون والتي اصبحت الطريقة التجارية المعتمدة في الوقت الحاضر.

ان السليكون الناتج بهذه الطريقة يحتوي على بعض الشوائب، بحيث تتراوح نسبة السليكون فيه من 90 الى 95 % ويسمى بالسليكون الصناعي. يستخدم هذا النوع من السليكون في صناعة سبائك البرونز والحديد (Steel) وخاصة الحديد المطاوع وفي تحضير السليكونات (Silicones) .



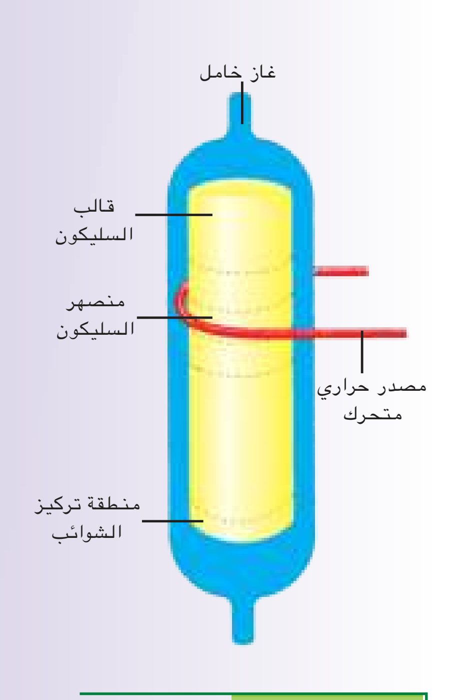
الشكل (5 – 4)
تحضير السليكون صناعياً.

إن هذا النوع من السليكون المنتج ذو نقاوة لا تكفي للاستخدام في صناعة كل من أشباه الموصلات أو الرقائق الدقيقة (microchips) أو الخلايا الشمسية. لذلك فانه ينقى بتحويل السليكون أعلاه الى رباعي كلوريد السليكون اولاً ثم يختزل مرة ثانية الى السليكون بأحد العوامل المختزلة مثل المغنيسيوم وكما يأتي :

$$Si + 2Cl_2 \longrightarrow SiCl_4$$

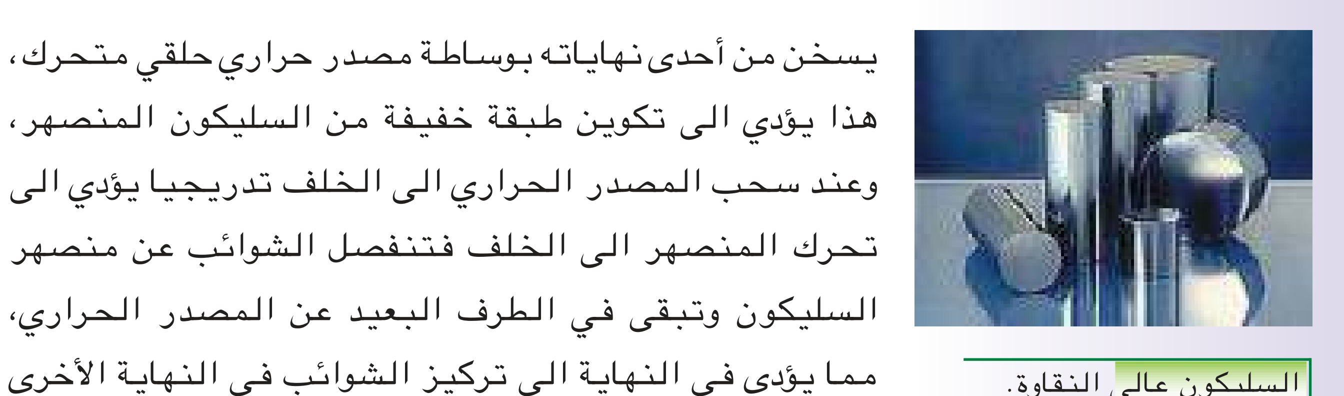
$$SiCl_4 + 2Mg \longrightarrow Si + 2MgCl_2$$

حيث من السهل إزالة ($MgCl_2$) من السليكون وذلك بغسله بالماء الحار حيث يذوب ($MgCl_2$) ولا يذوب السليكون، وللحصول على سليكون أعلى نقاوة تستخدم عملية أخرى لزيادة النقاوة تسمى طريقة منطقة التكرير [الشكل (5 – 5)]. في هذه الطريقة يعمل السليكون على شكل قالب اسطواني ثم



الشكل (5 – 5)
طريقة منطقة التكرير لتحضير السليكون عالي النقاوة.

يسخن من أحدى نهاياته بوساطة مصدر حراري حلقي متحرك، هذا يؤدي الى تكوين طبقة خفيفة من السليكون المنصهر، وعند سحب المصدر الحراري الى الخلف تدريجيا يؤدي الى تحرك المنصهر الى الخلف فتنفصل الشوائب عن منصهر السليكون وتبقى في الطرف البعيد عن المصدر الحراري، مما يؤدي في النهاية الى تركيز الشوائب في النهاية الأخرى من القالب الاسطواني حيث يمكن قطعها والتخلص منها، بينما تكون النهاية الأمامية نقية جداً. يسمى السليكون المنتج بهذه الطريقة بالسليكون عالي النقاوة.


السليكون عالي النقاوة.

5 - 3 - 3 خواص السليكون

أ - الخواص الفيزيائية

يعد السليكون من أشباه الفلزات، وهو عنصر صلب جداً، له درجة انصهار عالية (1410°C) ولمظهره بريق معدني، وهو شبه موصل للتيار الكهربائي , ويستفاد من هذه الخاصية في صناعة الأجهزة والدوائر الكهربائية والحاسبات الالكترونية، وكذلك في صناعة الخلايا الشمسية التي تحول ضوء الشمس الى تيار كهربائي.

ب - الخواص الكيميائية

يكون السليكون خاملا تجاه معظم الحوامض، ويذوب في المحاليل المائية للقواعد من خلال التفاعل التالي:

$$Si + 2NaOH + H_2O \longrightarrow Na_2SiO_3 + 2H_2$$

ويكون السليكون فعالا جدا تجاه الكلور وكما في المعادلة الآتية:

$$Si + 2Cl_2 \longrightarrow SiCl_4$$

ولا يتأثر السليكون بالهواء عند درجات الحرارة الاعتيادية، إلا انه يتفاعل عند (950 °C). والسليكون ومركباته الطبيعية (السليكا والسليكات) غير سامة.

هل تعلم

ان وادي السليكون يمثل اليوم العاصمة التقنية للكرة الارضية بفضل عدة الالاف من الشركات العاملة في مجال التقنيات المتقدمة التي تتخذ من هذه العاصمة البقعة الجغرافية مركزاً لمقراتها الرئيسية. جغرافياً يشغل وادي السليكون القسم الجنوبي من حوض سان فرانسيسكو بولاية كاليفورنيا. وتعود جذور استيطان الشركات التقنية في هذه المنطقة الى مطلع القرن العشرين الا ان نهضتها الحقيقية بدأت بعد اختراع الترانسستور المصنوع من السليكون في الخمسينات لتشهد في مطلع الثمانينات انفجاراً حقيقياً في حجم الاستثمارات.

5 ـ 3 ـ 4 استعمال السليكون

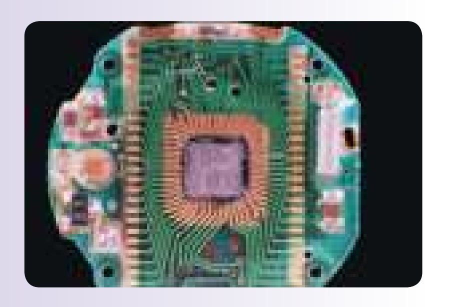
للسليكون استخدامات واسعة منها :−

1−في الصناعة الالكترونية لصناعة الدوائر المتكاملة وفي الخلايا الشمسية، [لاحظ الشكل (5 − 6)].

2 − في السبائك التي تستخدم في صناعات مختلفة .

3 − في صناعة الزجاج والسمنت والسيراميك .

4−في صناعة المواد السليكونية العضوية ذات الأهمية التجارية الكبيرة ومنها الزيوت والبلاستيكات.



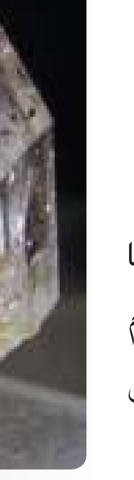
الشكل (5 − 6)
استخدام السليكون في صناعة الدوائر المتكاملة.

5 ـ 3 ـ 5 مركبات السليكون

هنالك عدد كبير من المركبات التي يكونها السليكون، نذكر منها :

أ − مركبات السليكون مع الهيدروجين (هيدريدات السليكون)

وهي مركبات تتكون من السليكون والهيدروجين، منها SiH_4 ويحضر هذا المركب من تفاعل سليسيد المغنيسيوم Mg_2Si مع الحوامض المعدنية كحامض الهيدروكلوريك وفق المعادلة الاتية:



الشكل (5 − 7)
الكوارتز احد اشكال السليكا النقية.

$$Mg_2Si + 4HCl \longrightarrow SiH_4 + 2MgCl_2$$

والهدريدات مركبات فعالة جدا، فمثلا يشتعل (SiH_4) تلقائيا في الهواء لتكوين ثنائي اوكسيد السليكون والماء وفق المعادلة الكيميائية الاتية:

$$SiH_4 + 2O_2 \longrightarrow SiO_2 + 2H_2O$$

ب − مركبات السليكون مع الأوكسجين

1 − ثنائي اوكسيد السليكون (السليكا): SiO_2

وتوجد في الطبيعة على شكل سليكا نقية مثل حجر الصوان والكوارتز [الشكل (5 − 7)]، وهي مواد شديدة الصلادة تستعمل في قطع الزجاج وتخديش الحديد الصلب. وسليكا غير نقية مثل الرمل [الشكل (5 − 8)] التي تحتوي على كميات متفاوتة من الشوائب التي تكسبها ألوانا مختلفة.



الشكل (5 − 8)
الرمل احد اشكال السليكا غير النقية.

وللسليكا خواص أهمها:

أ – غير فعالة، لا تتفاعل عند تعرضها للكلور أو البروم أو الهيدروجين ومعظم الحوامض.

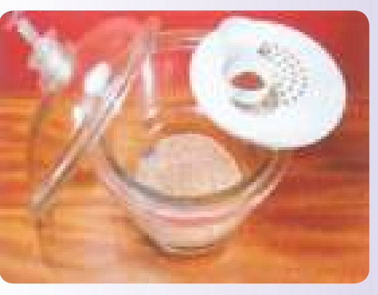
ب – تتفاعل مع حامض الهيدروفلوريك والقواعد :

$$SiO_2 + 6HF \longrightarrow H_2SiF_6 + 2H_2O$$

سداسي فلوريد السايلان

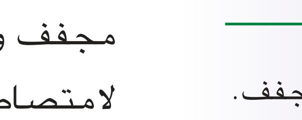
$$SiO_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SiO_3 + H_2O$$

جـ – لها القابلية على التفاعل مع الاكاسيد أو الكاربونات الفلزية بالتسخين الشديد، حيث تتكون مركبات تعرف بالسليكات.



الشكل (5 – 9)
السليكا جل كعامل مجفف.

د – إضافة الحوامض الى محاليل سليكات الفلزات القلوية يعطي السليكا المائية، التي يمكن تجفيفها الى مسحوق غير بلوري يسمى جل السليكا (Silica Gel) [الشكل (5 – 9)]، حيث يستعمل بصورة رئيسية كعامل مجفف وذلك لمساحته السطحية الكبيرة وقابليته العالية لامتصاص الماء.





2 – السليكات Silicates

تنتشر السليكات بصورة واسعة في الطبيعة، وتكون مع الأوكسجين حوالي 74% من القشرة الأرضية ويظهران كسليكات للعناصر ذات الوفرة على سطح الكرة الأرضية [الشكل (5 – 10)]، مثل سليكات الكالسيوم ($CaSiO_3$) وسليكات الصوديوم (Na_2SiO_3). اللتان تحضران من تفاعل اوكسيد أو كاربونات الفلز مع السليكا بالتسخين الشديد، كما في المعادلتين الآتيتين :

$$CaO + SiO_2 \xrightarrow{\text{تسخين شديد}} CaSiO_3$$

$$Na_2CO_3 + SiO_2 \xrightarrow{\text{تسخين شديد}} Na_2SiO_3 + CO_2$$



الشكل (5 – 10)
الطين احد اشكال السليكات الطبيعية.

إن أكثر أنواع السليكات شيوعا واستعمالا هي سليكات الصوديوم القابلة للذوبان في الماء والتي محلولها المائي

المركز يدعى (ماء الزجاج) الذي يستخدم في مجالات صناعية مختلفة مثل حماية بعض الأقمشة والورق من الحرائق، واستعماله كمادة لاصقة رخيصة، وكذلك استعماله في البناء بخلطه مع السمنت لتقوية الأخير .

جـ - كاربيد السليكون

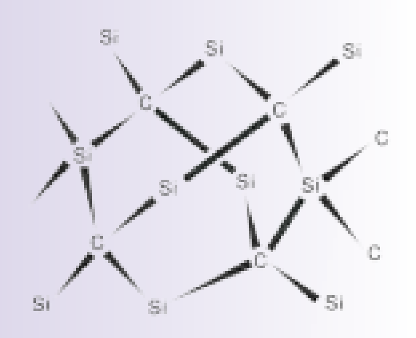
ويرتبط فيه الكاربون مع السليكون بأواصر تساهمية على شكل بنية شبكية باتجاهات ثلاث حيث تحاط كل ذرة كاربون بترتيب معين بأربع ذرات سليكون والتي هي أيضا تحاط كل منها بأربع ذرات كاربون مشابهة لبنية الماس [الشكل (5 – 11)]. إن هذه البنية تجعل كاربيد السليكون صلد للغاية ويستخدم كمادة جالية كما في ورق الجام وفي حجر الكوسرة [الشكل (5 – 12)]. ولهذه الغاية يخلط مسحوقه الناعم مع الطين أو سليكات الصوديوم ويوضع في قالب ويحرق. ويحضر كاربيد السليكون من تفاعل السليكون أو اوكسيده مع الكاربون في فرن القوس الكهربائي بدرجة حرارية عالية وفق المعادلات آلاتية:-

$$Si + C \longrightarrow SiC$$

$$SiO_2 + 3C \longrightarrow SiC + 2CO$$

د – السليكونات Silicones

وهي مركبات عضوية للسليكون غير سامة ومستقرة على مدى واسع من درجات الحرارة. وأهمها زيوت السليكون (Silicone oil) التي تتصف بأنها تضفي على السطوح طبيعة مانعة للالتصاق او مضادة للرطوبة مثل سطوح الأنسجة والبنايات. ومطاط السليكون (Silicone Rubber) يتصف بأنه أكثر استقرارا حراريا من المطاط الهيدروكاربوني ويبقى مرنا في مدى واسع من درجات الحرارة، ويستعمل في صناعة القوالب وفي الحمامات والمطابخ كمواد أحكام. والراتنجات السليكونية (Silicone Resin) التي تستخدم في صناعة مواد عازلة كهربائيا وفي جعل مواد البناء مضادة للماء أيضا.



الشكل (5 – 11)
بنية كاربيد السليكون.

هل تعلم

الجل الهوائي(Aerogels): وهو من المواد المصنعة الجديدة ذات الكثافة القليلة وتتكون من 10% ثنائي اوكسيد السليكون و 90% هواء او غاز. وتصبح هذه المادة اخف من الهواء عندما تملأ بغاز الهيليوم، وهي تمتلك صفات بصرية وصوتية وكهربائية غير عادية، احد اهم استخداماتها دخولها في صناعة زجاج الشبابيك، حيث توضع السليكا الهوائية بين طبقتين من الزجاج لتحسين صفات العزل للزجاج.



الشكل (5 – 12)
حجر كوسرة.

أسئلة الفصل الخامس

1.5 اكتب معادلات موزونة لكل مما ياتي:

1 – تفاعل المغنيسيوم مع ثنائي اوكسيد السليكون .

2 – معادلة اختزال ثنائي اوكسيد السليكون بواسطة الكاربون .

3 – تفاعل سليسيد المغنيسيوم مع حامض الهيدروكلوريك.

4 – تفاعل ثنائي اوكسيد السليكون مع كاربونات الكالسيوم.

5 – تفاعل ثنائي اوكسيد السليكون مع فلوريد الهيدروجين (حامض الهيدروفلوريك).

6 – تفاعل ثنائي اوكسيد السليكون مع هيدروكسيد الكالسيوم

7 – تفاعل ثنائي اوكسيد السليكون مع كاربونات الصوديوم.

8 – تفاعل السليكون مع الكاربون.

2.5 اكتب الترتيب الالكتروني للعنصر الاتي :

Si و Si^{4+}

3.5 مـــا هو السليكون العالي النقاوة وكيف يحضر.

4.5 اشـــرح مـــع كتابـــة المـــعادلات الكيميائية طرائق تحضير السليكون.

5.5 عدد ستة استعمالات متنوعة لعنصر السليكون ومركباته .

6.5 اكمل الفراغات الاتية :

1 – يوجد ثنائي اوكسيد السليكون (السليكا) في الطبيعة على نوعين ، نوع نقي مثل .... و .... و نوع غير نقي مثل ....

2 – يمكن تحضير .... من التسخين الشديد للسليكا مع كاربونات فلزية او اوكسيد فلزي.

3 – ان لعناصر الزمرة الرابعة حالات التاكسد الشائعة .... و ....

4 – ان الحالة التاكسدية .... تكون مستقرة في الكاربون والسليكون .

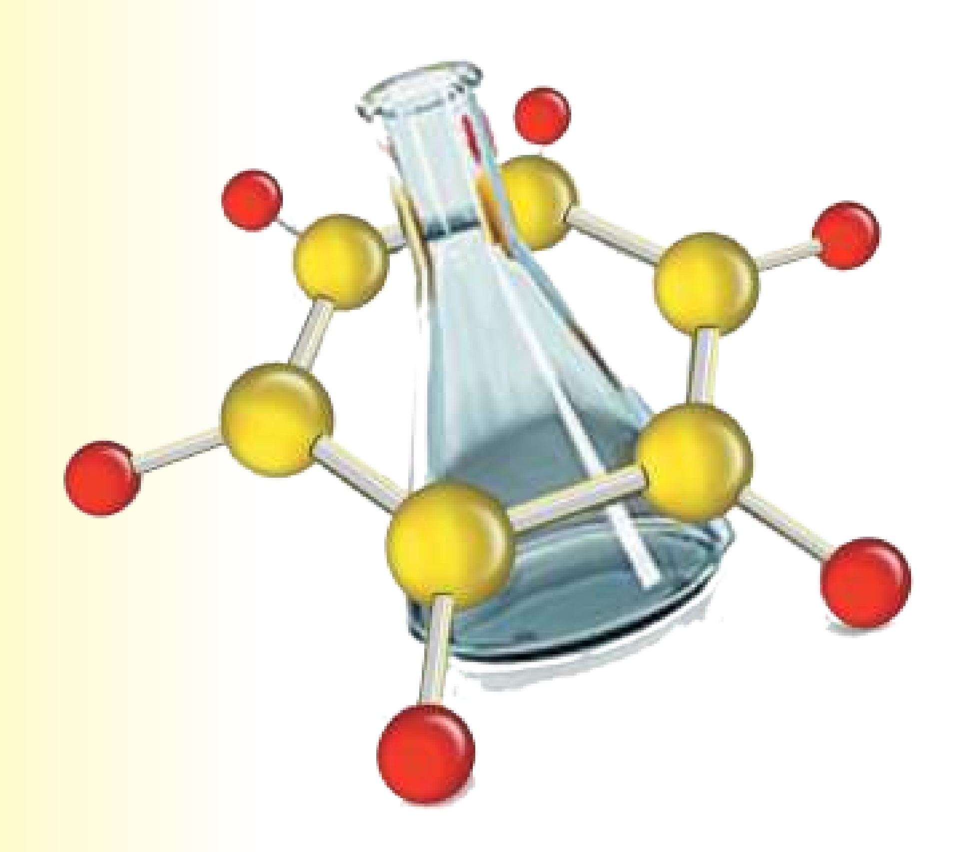
5 – يتفاعل السيلكون عند تسخينه الى (950 °C) مع الاوكسجين او الهواء الجوي ليعطي ....

6 – تزداد الصفات .... كلما انتقلنا من اعلى الزمرة الى اسفلها وتقل كذلك .... و........... بالانتقال من اعلى الى اسفل الزمرة .

7 – للسليكون صورتين احدهما .... وفيها يكون لون مسحوقه .... والاخرى .... وفيها يكون لون مسحوقه ....

الفصل السادس 6

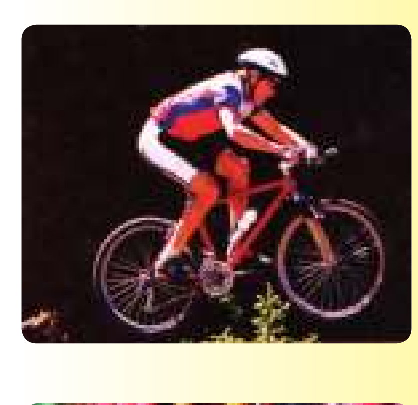
مدخل في الكيمياء العضوية



بعد الانتهاء من دراسة هذا الفصل يكون الطالب قادراً على ان :

- ☐ يدرك أهمية المركبات العضوية .
- ☐ يعرف مميزات او صفات المركبات العضوية.
- ☐ يربط الكيمياء العضوية بمحيطه وبيئته.
- ☐ يميز بين غاز الميثان والاثيلين والاستيلين.
- ☐ يحضر غاز الميثان والاثيلين والاستيلين ويفهم خواص كل منها .

6 – 1 مقدمة





سبق لك ان درست في كيمياء الثاني المتوسط بشيء من التفصيل؛ عنصر الكاربون وبعض مركباته المهمة في حياتنا (مثل ثنائي اوكسيد الكاربون وكاربونات الكالسيوم). ودرست في الفصل السابق من هذا الكتاب الزمرة الرابعة IVA التي تضم العناصر C و Si و Ge و .....، وتواصلاً للتوسع الافقي والعمودي في علم الكيمياء بما ينسجم تربوياً مع التطور العلمي الحديث ونظراً لما لعنصر الكربون من صفات فريدة (قلما نجدها في بقية العناصر) ولكونه العنصر الرئيس والاساس الذي يدخل في تكوين جزيئات الكائنات الحية واغذيتها، كما يساهم في شتى مجالات متطلبات حياتنا المعاصرة (من ادوية وعطور واصباغ و ... الخ) فيما اصبحنا نعرفه اليوم بالكيمياء العضوية؛ فسنتطرق في هذا الفصل لدراسة مبادئ هذا الفرع الرئيس في علم الكيمياء، ونقصد به (الكيمياء العضوية) بشيء من التفصيل البسيط للخواص العامة وبعض المركبات العضوية البسيطة مثل غازات الميثان والايثان والاستيلين وكذلك كحول الاثيل والبنزين وحامض الخليك والفينول.



6 – 2 أهمية المركبات العضوية

تعتبر المركبات العضوية مهمة جداً في حياتنا من خلال انها تتمثل في:

1 – كل اصناف المواد الغذائية الرئيسة للانسان والحيوان وهي البروتينات والكاربوهيدرات والزيوت والشحوم النباتية والحيوانية.

2 – كثير من المنتوجات الطبيعيه والصناعية كالقطن والصوف والحرير الطبيعي والصناعي والورق والبلاستيكات.

3 – اصناف الوقود مثل النفط والغاز الطبيعي والخشب.

4 – العقاقير الطبية وكذلك الفتيامينات والهرمونات والانزيمات.









تدخل المركبات العضوية في صناعة الكثير من المواد المهمة في حياتنا اليومية.

6 – 3 وجود الكاربون في المركبات العضوية



تفحم السكر.

ان اساس تركيب المركب العضوي هو عنصر الكاربون ولاثبات وجوده في المركبات العضوية يمكن اجراء التجارب الاتية:

1 – عند اشعال شمعة او قطعة من الورق او (اي مادة عضوية) يتحرر غاز ثنائي اوكسيد الكاربون CO_2 الذي يمكن الكشف عنه بامراره على محلول هيدروكسيد الكالسيوم (ماء الجير) $Ca(OH)_2$ فيعكره حيث تتكون كاربونات الكالسيوم $CaCO_3$.

2 – عند حرق كمية من السكر وهو مادة عضوية في انبوبة اختبار نلاحظ تخلف مادة سوداء هي الكاربون وهذا يدل على ان الكاربون يدخل في تركيب السكر.

تمرين (6 – 1)
كيف تبرهن على وجود الكاربون في المركبات العضوية؟

6 – 4 صفات المركبات العضوية

تمتاز المركبات العضوية بصورة عامة بما يأتي:

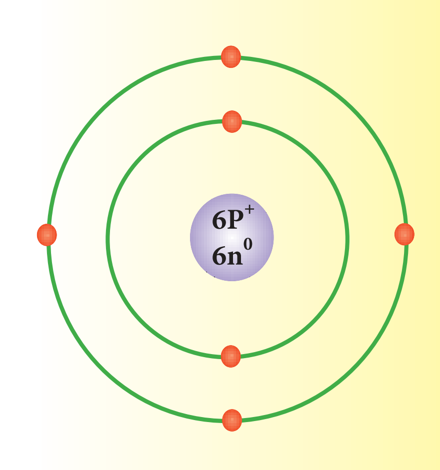
1 – كل المركبات العضوية تحتوي على الكاربون في تركيبها وهي قابلة للاحتراق أو التحلل بالتسخين ولا سيما اذا تم تسخينها لدرجة حرارة عالية.

2 – غالبا ماترتبط الذرات في المركبات العضوية باواصر تساهمية تجعلها تتفاعل بشكل بطيء.

3 – الكثير من المركبات العضوية لاتذوب في الماء ولكنها تذوب في بعض السوائل العضوية كالكحول والايثر والاسيتون ورباعي كلوريد الكاربون......

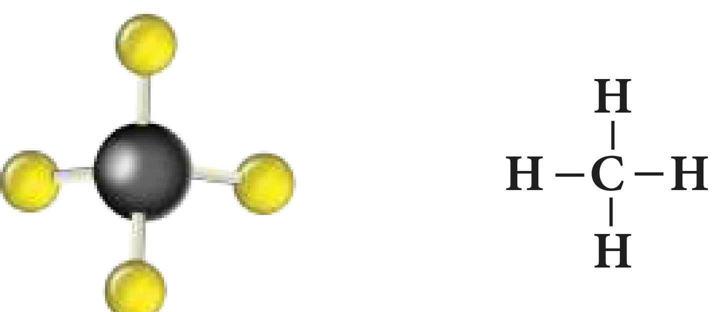
6 – 5 الاواصر التساهمية لذرات الكاربون في المركبات العضوية

يمتلك الكاربون عدد ذري مقداره 6 لذلك يمكن رسم ترتيبه الالكتروني حسب الشكل (6 – 1) . يلاحظ ان الغلاف الخارجي (غلاف التكافؤ) لذرة الكاربون يحتوي اربعة الكترونات. لذلك ولكي تصل ذرة الكاربون الى حالة الاستقرار، لا بد لها ان تشارك بالكترونات تكافؤها الاربعة مع ذرات اخرى، بحيث يصبح



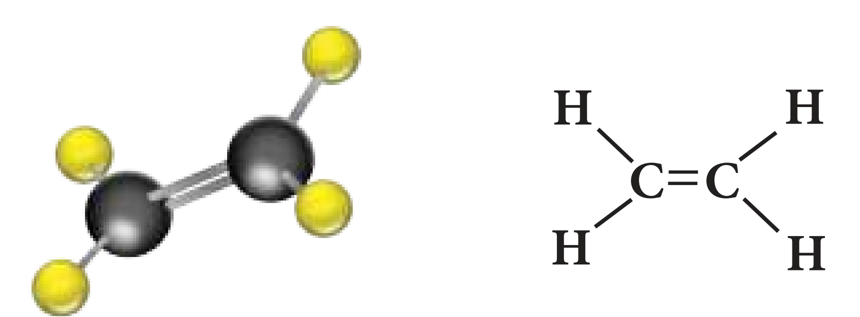
الشكل (6 – 1)
رسم الترتيب الالكتروني لذرة الكاربون.

عدد الالكترونات المحيطة بكل ذرة كاربون ثمانية الكترونات. وكما تعلمت ان كل اصرة تساهمية تحتاج الى الكترونين (الكترون من كل ذرة)، لذا ترتبط ذرات الكاربون وعلى الصورة التالية باربع اواصر تساهمية مفردة مع الهيدروجين في جزيء الميثان CH_4 :



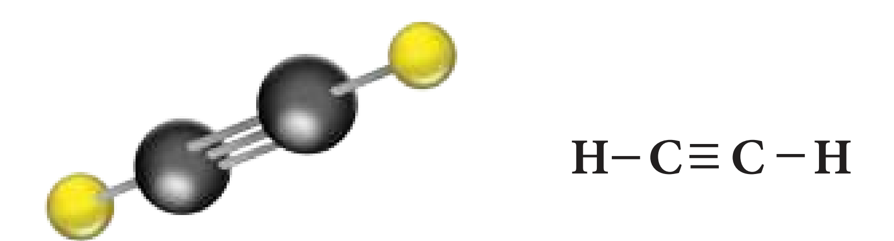
ميثان (اربع اواصر تساهمية مفردة)

وقد ترتبط ذرتا الكاربون مع بعضهما باواصر تساهمية مزدوجة كما في جزيء الاثيلين C_2H_4 :



اثيلين (اصرة تساهمية مزدوجة واربع اواصر تساهمية مفردة)

كما وقد ترتبط ذرتا الكاربون ايضاً مع بعضها باواصر تساهمية ثلاثية كما في جزيء الاستيلين C_2H_2 :



استيلين (اصرة تساهمية ثلاثية واصرتين تساهميتين مفردتين)

ان هذه الاحتمالات المختلفة لترابط ذرة الكاربون في مركباتها، والتي تظهر قدرة هذه الذرة على تكوين اواصر تساهمية مختلفة، اضف الى ذلك قدرة ذرات الكاربون على

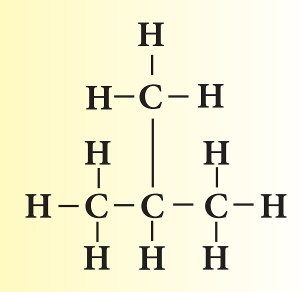
الارتباط بعضها ببعض لتكوين سلاسل مفتوحة او مغلقة (حلقات)، وتتضمن هذه السلاسل روابط تساهمية مفردة او مزدوجة او ثلاثية بين ذرات الكاربون او ذرات اخرى. لذا فهناك مئات الالاف من المركبات العضوية الموجودة في الطبيعة والتي يمكن تحضيرها ايضاً.
والامثلة التالية توضح مركبات عضوية باشكال مختلفة.

```
      H
      |
  H - C - H
      |
      H
```

مركب عضوي باصرة تساهمية مفردة
(ميثان)

```
    H   H   H   H
    |   |   |   |
H - C - C - C - C - H
    |   |   |   |
    H   H   H   H
```

مركب عضوي (سلسلة مستمرة)
(بيوتان)



مركب عضوي (سلسلة متفرعة)
(ايزوبيوتان)

```
H       H
 \     /
  C = C
 /     \
H       H
```

مركب عضوي باصرة تساهمية مزدوجة
(اثيلين)

$H-C\equiv C-H$

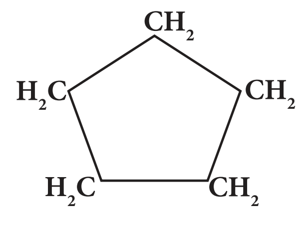
مركب عضوي باصرة تساهمية ثلاثية
(استيلين)

```
    H   H
    |   |
H - C - C - OH
    |   |
    H   H
```

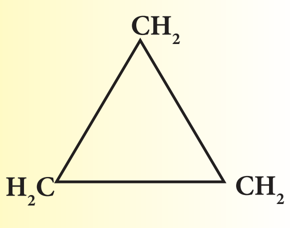
مركب عضوي يحتوي على الاوكسجين
(كحول الاثيل)

```
   H2C -- CH2
   /        \
H2C          CH2
   \        /
   H2C -- CH2
```

مركب عضوي حلقي سداسي الشكل
(هكسان حلقي)



مركب عضوي حلقي خماسي الشكل
(بنتان حلقي)



مركب عضوي حلقي ثلاثي الشكل
(بروبان حلقي)

وسندرس في هذا الفصل عدة انواع من هذه المركبات العضوية، ثلاث منها هيدروكاربونية اي تحتوي على عنصري الكاربون والهيدروجين فقط، وهي غازات ميثان CH_4 واثيلين C_2H_4 واستيلين C_2H_2 ، حيث يمثل الميثان مثال عن المركبات العضوية التي تحتوي في تركيبها على اواصر تساهمية مفردة يسمى هذا النوع

من المركبات بالهيدروكاربونات المشبعة التي يطلق عليها اسم الالكانات. اما جزيء الاثيلين C_2H_4 فيحتوي على اصرة تساهمية مزدوجة بين ذرتي الكاربون وهذه المركبات تسمى بالالكينات. بينما يحتوي الاستيلين على اصرة تساهمية ثلاثية بين ذرتا الكاربون، ويطلق على هذه المركبات اسم الالكاينات وكلاهما اي الاثيلين والاستيلين يسميان بالهيدروكاربونات غير المشبعة.

اما الانواع الاخرى التي سندرسها في هذا الفصل فهي تمثل مركبات عضوية ترتبط ذرة الكاربون فيها اضافة للهيدروجين مع الاوكسجين، حيث سندرس مركب كحول الاثيل C_2H_5OH وحامض الخليك CH_3COOH. اضافة الى ذلك سنتطرق الى دراسة مركبي البنزين والفينول اللذان هما مثال على المركبات العضوية الحلقية المغلقة.

6 – 6 بعض المركبات العضوية

سنتطرق في هذه المرحلة الى دراسة مبسطة لبعض المركبات العضوية مثل الهيدروكاربونات المشبعة وغير المشبعة والكحولات والحوامض.

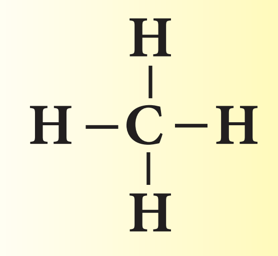
هل تعلم
ان غاز الميثان يسمى بغاز المستنقعات والمناجم حيث يتجمع بصورة مستمرة في مناجم الفحم ويشكل خطراً كبيراً بسبب سرعة احتراقه.

6 ـ 6 ـ 1 الهيدروكاربونات

الهيدروكاربون كما هو موضح من اسمه مركب يتكون من الكاربون والهيدروجين فقط ويكون اما مشبع أو غير مشبع ومن أمثلة الهيدروكاربونات.

1 – غاز الميثان CH_4

صيغته الجزيئية CH_4 حيث ترتبط ذرة الكاربون فيه مع 4 ذرات من الهيدروجين باواصر تساهمية منفردة.



جزيء الميثان.

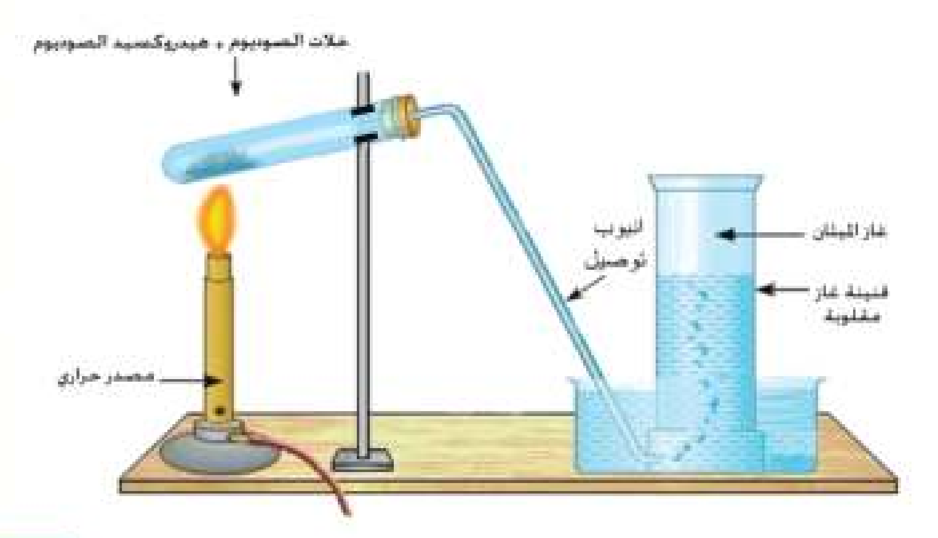
أ – وجود الميثان

هو ابسط مركب هايدروكاربوني يوجد بنسبة كبيرة في الغاز الطبيعي المصاحب لاستخراج النفط الخام أو ينبعث من بعض شقوق مناجم الفحم وكذلك يتكون نتيجة تحلل المواد العضوية في مياه البرك والمستنقعات الراكدة.

ب - تحضير غاز الميثان

يحضر غاز الميثان باستخدام الجهاز المبين في الشكل (6 – 2) حيث تسخن خلات الصوديوم تسخيناً شديداً مع هيدروكسيد الصوديوم واوكسيد أو هيدروكسيد الكالسيوم (لان الخليط يكون اقل تأثيراً على الزجاج واعلى درجة انصهار من هيدروكسيد الصوديوم) في انبوبة اختبار مناسبة ويجمع الغاز الناتج بازاحة الماء الى الاسفل.

$$\underset{\text{خلات الصوديوم}}{CH_3COONa} + \underset{\text{هيدروكسيد الصوديوم}}{NaOH} \xrightarrow{\Delta} \underset{\text{ميثان}}{CH_4\uparrow} + \underset{\text{كاربونات الصوديوم}}{Na_2CO_3}$$



الشكل (6 – 2)
جهاز تحضير غاز الميثان.

جـ - خواص غاز الميثان

1. عديم اللون والرائحة.
2. قليل الذوبان جداً في الماء.
3. قابل للاشتعال ويلهب غير داخن مكوناً غاز ثنائي اوكسيد الكاربون CO_2 وبخار الماء H_2O محرراً طاقة وكما في المعادلة الاتية:

$$\underset{\text{ميثان}}{CH_4} + \underset{\text{أوكسجين}}{2O_2} \xrightarrow{\Delta} \underset{\text{ثنائي اوكسيد الكاربون}}{CO_2} + \underset{\text{ماء}}{2H_2O} + \text{طاقة}$$

2 - الاثيلين C_2H_4

يمتلك صيغة جزيئية C_2H_4 حيث ترتبط ذرتا الكاربون فيه مع بعضهما باصرة تساهمية مزدوجة. وهو من صنف

$$\begin{matrix} H & & H \\ & C=C & \\ H & & H \end{matrix}$$

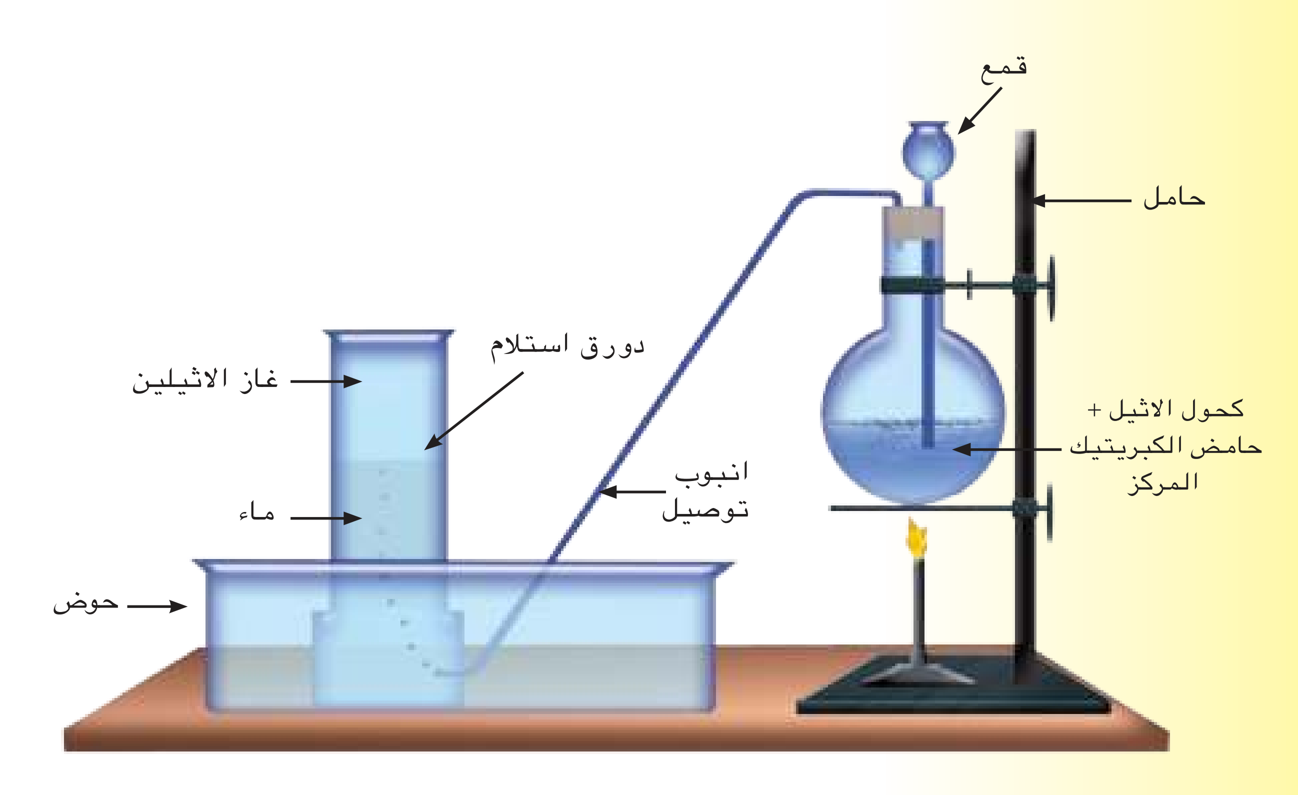
جزيء الاثيلين.

الهيدروكاربونات غير المشبعة التي تسمى بالالكينات.

أ – تحضير الاثيلين:

يحضر هذا الغاز من تسخين كحول الاثيل C_2H_5OH مع كمية كافية من حامض الكبريتيك المركز الى حوالي $(170\ ^oC)$ كما مبين في الشكل (6 – 3) حيث يقوم حامض الكبريتيك بانتزاع جزيء الماء من تركيب الكحول كما في المعادلة الاتية:

$$\underset{\text{كحول الاثيل}}{C_2H_5OH} \xrightarrow[170\ ^oC]{H_2SO_4 \text{ مركز}} \underset{\text{اثيلين}}{C_2H_4\uparrow} + \underset{\text{ماء}}{H_2O}$$



الشكل (6 – 3)
جهاز تحضير غاز الاثيلين.

ب – خواص الاثيلين

1 – غاز عديم اللون لايذوب في الماء.

2 – يشتعل بلهب داخن مكوناً ثنائي اوكسيد الكاربون وماء.

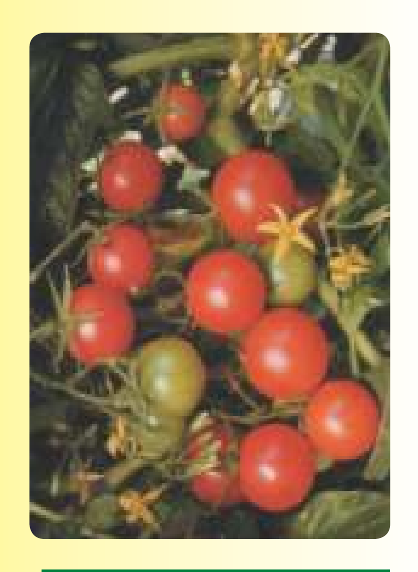
$$C_2H_4 + 3O_2 \xrightarrow{\Delta} 2CO_2 + 2H_2O$$

3 – يتفاعل مع ماء البروم الاحمر ويزيل لونه وتعتبر هذه

طريقة للتمييز بينه وبين غاز الميثان حيث ان الميثان لا يتفاعل مع ماء البروم الاحمر ولا يختفي اللون، اما الاثيلين فيتفاعل مع ماء البروم الاحمر ويختفي اللون وحسب المعادلات اللفظية الاتية:

اثيلين + ماء البروم الاحمر ⟵ يختفي اللون الاحمر

ميثان + ماء البروم الاحمر ⟵ لايختفي اللون الاحمر


استخدام غاز الاثيلين في انضاج الطماطم.

جـ - استعمالات الاثيلين

1 - يستعمل هذا الغاز كمادة أولية في تحضير مادة اللدائن (البلاستيك) المستعمله في تصنيع الكثير من المواد والادوات المستخدمة في الحياة اليومية.

2 - يستخدم الغاز في انضاج الكثير من الخضروات والفواكه.

3 - يستخدم في صناعة كحول الاثيل.

3 - الاستيلين C_2H_2

مركب هيدروكاربوني صيغته الجزيئية C_2H_2 ، ترتبط ذرتا الكاربون فيه باصرة تساهمية ثلاثية وهو مثال على صنف الهيدروكاربونات غير المشبعة تسمى الالكاينات.

$$H-C\equiv C-H$$

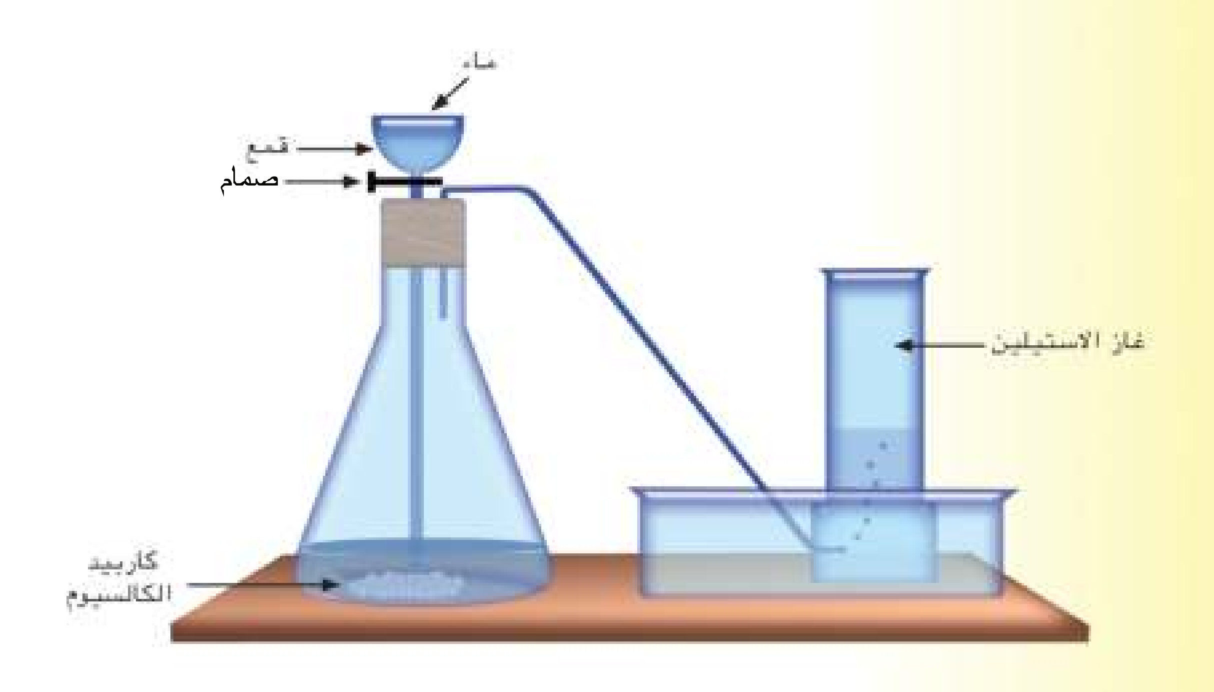
جزيء الاستيلين.

أ - تحضيره :

يحضر الاستيلين في المختبر من تفاعل كاربيد الكالسيوم CaC_2 مع الماء وهذه طريقة صناعية في الوقت نفسه.

$$CaC_2 + 2H_2O \longrightarrow C_2H_2\uparrow + Ca(OH)_2$$

يحضر غاز الاستيلين في المختبر كما في الجهاز المبين في الشكل (6 - 4) حيث يوضع كاربيد الكالسيوم في دورق التحضير ويضاف اليه الماء من خلال الانبوب المقمع ببطء وبصورة تدريجية تلاحظ حدوث تفاعل وخروج غاز الاستيلين الذي يجمع من القنينة بازاحة الماء الى الاسفل.



الشكل (6 – 4)
جهاز تحضير غاز الاستيلين.

ب – خواص الاستيلين

1 – غاز عديم اللون ذو رائحه كريهه تشبه رائحة الثوم.

2 – لايذوب في الماء.

3 – يشتعل في الهواء بلهب داخن فيما يشتعل في الاوكسجين بلهب ازرق باهت مع تولد حرارة عالية كما في المعادلة:



$$2C_2H_2 + 5O_2 \xrightarrow{\Delta} 4CO_2 + 2H_2O + \text{طاقة}$$

4 – يتفاعل مع ماء البروم الاحمر ويزيل لونه ويعد هذا التفاعل طريقة للتمييز بين الاستيلين وغاز الميثان حيث يزيل الاستيلين اللون الاحمر لماء البروم ولا يؤثر فيه غاز الميثان حسب المعادلات اللفظية الاتية:



استيلين + ماء البروم الاحمر ⟵ يختفي اللون الاحمر

ميثان + ماء البروم الاحمر ⟵ لايختفي اللون الاحمر



الشعلة الاوكسي استيلينية.

جـ – استعمالات الاستيلين

1 – يستعمل مزيج الغاز والاوكسجين في توليد الشعلة المسماة بالشعلة الاوكسي استلينية التي تستخدم في قطع المعادن أو لحمها.

2 – يستعمل الغاز كمادة اولية في صناعة انواع من المطاط و البلاستيك وحامض الخليك.

4 – كحول الاثيل (الايثانول) C_2H_5OH

الكحول كلمة عربية (منها اشتق اسمها اللاتيني Alcohol) وهو مادة معروفة منذ امد طويل وكان يحضر من تخمير الدبس او التمر او عصير العنب بمعزل عن الهواء حيث يتحول السكر بفعل انزيم الخميرة الى سكر بسيط ثم يتحول السكر البسيط بفعل انزيم الزايميز الى كحول الاثيل وثنائي اوكسيد الكاربون

سكربسيط $\xrightarrow{\text{انزيم الزايميز}}$ **ثنائي اوكسيد الكاربون + كحول الاثيل**

ثم يفصل الكحول من محلوله المائي بالتقطير ، ويحضر كحول الاثيل صناعيا من مشتقات النفط بتفاعل غاز الاثيلين (C_2H_4) مع الماء بوجود حامض الكبريتيك المركز وعوامل مساعدة اخرى (درجة حرارة وضغط).

$$C_2H_4 + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4 \text{ مركز}} C_2H_5OH$$

اثيلين ماء كحول الاثيل (الايثانول)

أ – خواص كحول الاثيل

1 – سائل له درجة غليان اقل من درجة غليان الماء ويتجمد في درجة حرارة واطئة.

2 – سائل ذو رائحة مميزة.

3 – مذيب جيد لكثير من المواد العضوية.

4 – يشتعل بلهب ازرق باهت مكوناً CO_2 وبخار الماء.

ب – استعمالات كحول الاثيل

1 – يستعمل كحول الاثيل كمادة أولية في الكثير من الصناعات ولاسيما مواد التجميل والعطور وانواع الوارنيش والحبر والمطاط الصناعي.

2 – يستعمل في كثير من المركبات الدوائية والمشروبات الروحية.

3 – استعماله كوقود وذلك بخلطه مع مشتقات نفطية اخرى.

4 – يخلط مع قليل من اليود ليكون محلول يستخدم لتعقيم الجروح وهو سام.

5 – يباع كحول الاثيل بثمن رخيص للاغراض الصناعية ويعطل عن الشرب ويعرف عندئذ بالكحول المعطل (السبيرتو) ويتم ذلك باضافة بعض المواد السامة اليه مثل كحول المثيل وبعض الاصباغ لغرض تمييزه عن كحول الاثيل النقي.

جـ – تأثير كحول الاثيل على الانسان

ان شرب الكحول يعمل على عدم ترابط عمل الجهاز العضلي مع الجهاز العصبي حيث تحصل تغيرات واضحة في الشعور والمزاج والادراك الحسي. واثرهذه التغييرات الناتجة عن تاثر الجسم بالكحول يؤدي الى ابطاء عمل خلايا الجهاز العصبي والادمان على شربه مضر جدا بصحة الانسان لذلك يتردد المدمنون على الكحول على عيادات الاطباء والمستشفيات لكثرة الامراض التي يجلبها علاوة على الاضرار الاجتماعية والسلوك الخاطئ الذي يقترفه مدمنو الكحول وتفرض بعض الحكومات ضرائب عالية للتقليل من استعماله كمشروب والتخفيف من اضراره الاجتماعية والصحية والاقتصادية.

5 – حامض الخليك CH_3COOH

أ – تحضيره صناعيا :

يحضر حامض الخليك صناعيا على نطاق واسع من تفاعل الاستيلين مع الماء بوجود حامض الكبريتيك وعوامل مساعدة اخرى حيث تجري سلسلة من التفاعلات تؤدي الى تكوين حامض الخليك.

ب – خواص حامض الخليك

1 – سائل في درجات الحرارة الاعتيادية الا انه يتجمد

في($18\ ^{o}C$) الى مايشبه الثلج.

2 – ذو رائحة نفاذة.

3 – يتفاعل مع هيدروكسيد الصوديوم مكوناً ملح خلات الصوديوم الذائبة في الماء.

4 – يمتزج بالماء بأية نسبة كانت.

6 – البنزين او البنزول C_6H_6

يمكن الحصول على البنزول من قطران الفحم الذي هو احد مشتقات البترول وهو سائل سريع التبخر. والبنزين مركب هيدروكاربوني مكون من كاربون وهيدروجين ويشتعل بلهب داخن جداً لاحتوائه على نسبة كاربون عالية. ويعتبر البنزين ابسط مركب لسلسلة الهيدروكاربونات التي تدعى بـ(الهيدروكاربونات العطرية (الاروماتية)) نظراً لتميز افراد هذه السلسلة بروائح خاصة. البنزول سائل سريع التبخر يغلي في ($80\ ^{o}C$) ولايذوب في الماء وبخاره سام ويستعمل كمذيب للاصباغ والوارنيش ولكثير من المشتقات المهمة صناعياً وفي انتاج المواد المبيدة للحشرات وفي صناعة النايلون ومساحيق التنظيف الحديثة وغير ذلك.

هل تعلم

يعتبر حامض السلسليك هو احد الفينولات الذي يستخرج من شجرة الصفصاف ويحضر منه الاسبرين.

7 – الفينول C_6H_5OH

الفينول النقي مادة صلبة عديم اللون ذات رائحة خاصة ومتلفة للجلد فان سقط على الجلد سبب له حروق مؤلمة ويمكن معالجة هذه الحروق حال حدوثها بغسلها بمحلول مخفف لكاربونات الصوديوم لمعادلة تأثير الفينول. يذوب الفينول في الماء ويستعمل محلوله (9%) لتعقيم المرافق الصحية تحت اسم حامض الكاربوليك. الفينول مادة فعالة كيميائياً يمكن الحصول منها على مشتقات مهمة كالمعقمات والمطهرات ومساحيق التنظيف الحديثة ومبيدات الحشرات والبلاستيكات.

أسئلة الفصل السادس

1.6 وضح مع الرسم جهاز تحضير غاز الميثان في المختبر معززاً جوابك بكتابة المعادلة الكيميائية؟

2.6 اعط مثالاً لكل مما يأتي:
سلسلة كاربونية مستمرة - سلسلة كاربونية حلقية - سلسلة كاربونية متفرعة.

3.6 اختر الانسب من بين القوسين الذي يكمل التعابير الاتية :

أ - كل المركبات العضوية تحتوي على احد العناصر الاتية في تركيبها (الهيدروجين ، الاوكسجين ، النتروجين ، الكبريت ، الكاربون)

ب - يكون الارتباط بين ذرتي الكاربون في المركب المشبع بأواصر تساهمية (مفرده ، مزدوجة ، ثلاثية).

ج - الغاز الذي نسبته الحجمية أكبر من الغازات الاخرى في الغاز الطبيعي هو (الميثان ، الاثيلين ، الاستيلين).

د - في الاستيلين C_2H_2 ترتبط ذرتا الكاربون ببعضهما بـ(اصرة تساهمية مفردة ، أصرة مزدوجة، اصرة ثلاثية).

4.6 وضح مع الرسم جهاز تحضير غاز الاستيلين في المختبر معززاً جوابك بالمعادلة الكيميائية.

5.6 ما أهم المميزات للمركبات العضوية؟

6.6 كيف تعبر عن كل مما يأتي بمعادلات كيميائية موزونة؟

1 - تسخين خلات الصوديوم وهيدروكسيد الصوديوم تسخيناً شديداً.

2 - حرق كل من غاز الميثان والاثيلين والاستيلين في الهواء حرقاً تاماً.

3 - تسخين خليط من كحول الاثيل وحامض الكبريتيك المركز الى ($170\ ^{o}C$).

4 - تفاعل الماء مع كاربيد الكالسيوم.

7.6 اشرح تاثير الكحول الاعتيادي (كحول الاثيل) على جسم الانسان بعد تناوله كمشروب روحي.

8.6 ما المقصود بالكحول المعطل (السبرتو).

9.6

أ - قارن بين غاز الميثان وغاز الاثيلين وغاز الاستيلين من حيث:

1 - اللون والرائحة

2 - قابلية الذوبان في الماء

3 - اشتعالها بالهواء بشكل اعتيادي

4 - تفاعلها مع ماء البروم الاحمر اللون

ب - ماذا يستخدم مع غاز الاستيلين لانتاج الشعلة القوية؟

10.6 ما هي اهمية كل من البنزول والفينول؟

11.6 بين صفة غاز الميثان CH_4 التي تعكسها كل من الملاحظات الاتية:

أ - ان الغاز يتجمع عند تحضيره بازاحة الماء الى الاسفل.

ب - ان الغاز لايتفاعل مع البروم.

ج - ان الغاز يشتعل بلهب ازرق فاتح غير داخن.

12.6 يشتعل كل من الاستيلين والبنزين بلهب داخن، ماذا تستدل من هذه الملاحظة؟

الفصل السابع

7

الزمرة الخامسة

Group VA



بعد الانتهاء من دراسة هذا الفصل يكون الطالب قادراً على ان :

- ☐ يتعرف على اسماء ورموز عناصر الزمرة الخامسة VA.
- ☐ يحدد موقع عناصر الزمرة الخامسة في الجدول الدوري.
- ☐ يدرك لماذا جمعت هذه العناصر بزمرة واحدة.
- ☐ يستوعب اسم ورمز غاز النتروجين وصيغته الجزيئية في الهواء.
- ☐ يتعرف على بعض مركبات النتروجين وطريقة تحضيرها وأهم استعمالاتها.
- ☐ يستوعب اسم ورمز عنصر الفسفور ويميز بين صورتيه فيزيائياً وكيميائياً.
- ☐ يدرك اهمية الاسمدة الفوسفاتية وكيفية الحصول عليها ودورها في نمو النباتات.

7 – 1 عناصر الزمرة الخامسة VA

7 N
15 P
33 As
51 Sb
83 Bi

تتألف عناصر هذه الزمرة من عنصر النتروجين (N) والفسفور (P) والزرنيخ (As) والانتيمون (Sb) والبزموث (Bi) كما مبين موقعها في الجدول الدوري للعناصر [الشكل (7 – 1)]. تشترك هذه العناصر جميعها بامتلاكها لخمسة الكترونات في غلاف الطاقة الخارجي.

1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8	9 VIIIB	10	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub						

الشكل (7 – 1)
الجدول الدوري للعناصر وموقع الزمرة الخامسة فيه.

7 – 2 الصفات العامة للزمرة الخامسة VA

على الرغم من أن العناصر الخمسة لهذه الزمرة تشكل معا نسبة تقل عن 0.2% من حيث الوزن في القشرة الأرضية، الإ انها تكتسب أهمية كبيرة. تتشابه عناصر هذه الزمرة في بعض السلوك الكيميائي العام، لكنها تختلف في البعض الاخر. وأوجه التشابه هذه تعكس السمات المشتركة للترتيب الالكتروني لعناصرها. واهم الصفات العامة لهذه الزمرة:

1 – تتدرج صفات عناصر هذه الزمرة من صفة لافلزية لعنصري النتروجين والفسفور الى صفة فلزية لعنصر البزموث بينما يكون كل من عنصري الزرنيخ والانتيمون اشباه فلزات.



الزرنيخ.

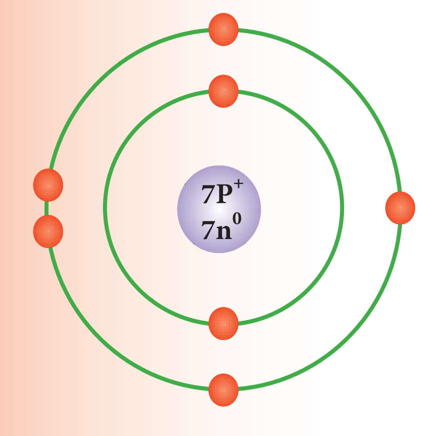
2 – يكون النتروجين بحالة غازية بينما تكون باقي عناصر هذه الزمرة بحالة صلبة في الظروف الاعتيادية.

تتغير الخواص الكيميائية بشكل منتظم من الفسفور الى البزموث، ففي حين يميل الفسفور الى تكوين مركبات تساهمية شأنه شأن النتروجين يزداد ميل باقي عناصر الزمرة الى تكوين مركبات ايونية كالزرنيخ والبزموث، وكذلك تتغير الخواص الحامضية والقاعدية لاكاسيدها من حامضية للفسفور الى قاعدية للبزموث.



الانتيمون.

7 – 3 النتروجين Nitrogen



رسم الترتيب الالكتروني لذرة النتروجين.

الرمز الكيميائـــي : N
العـــدد الـــــــذري : 7
عـــــدد الكـتــلــة : 14

الترتيب الالكتروني

رمز الغلاف	رقم الغلاف(n)	عدد الالكترونات
K	**1**	**2**
L	**2**	**5**

7 - 3 - 1 وجوده

يشكل النتروجين حوالي 78% من حجم الغلاف الجوي وهو عنصر غير فعال تقريبا في الظروف الاعتيادية لذلك فقد أطلق عليه قديما اسم الازوت والتي تعني باللغة اللاتينية (عديم الحياة)، ومع ذلك فان لمركباته أهمية كبيرة في الأغذية و الأسمدة و في صناعة المفرقعات.

7 - 3 - 2 تحضير غاز النتروجين

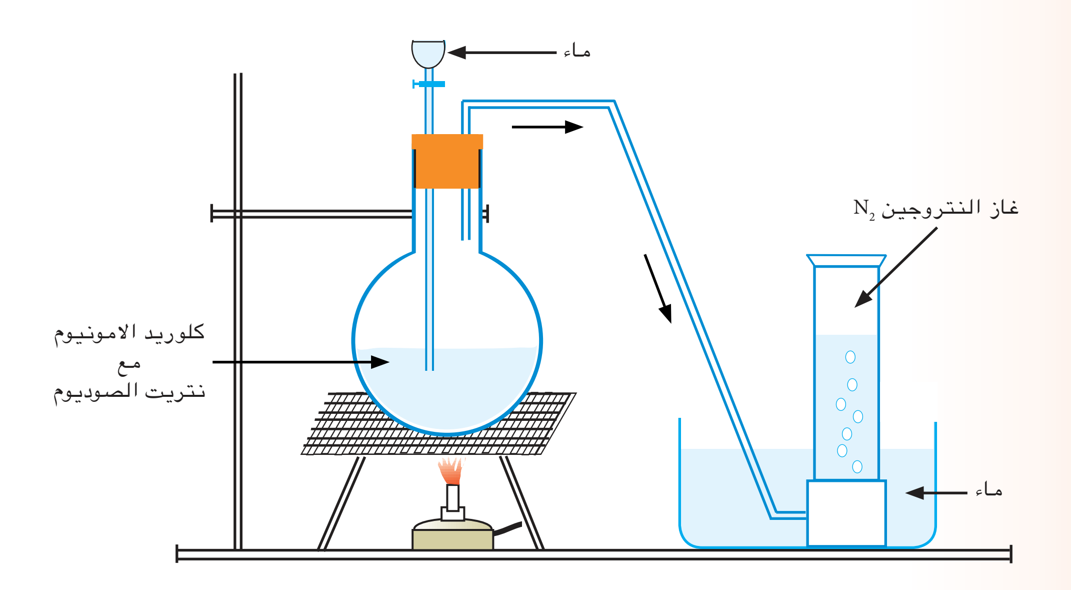
يمكن تحضير غاز النتروجين مختبريا وصناعياً وكالآتي:

1 - تحضيره مختبرياً

وذلك بتسخين مزيج من ملح كلوريد الامونيوم (NH_4Cl) وملح نتريت الصوديوم $(NaNO_2)$ بوجود كمية قليلة من الماء (لمنع حدوث انفجار) [الشكل (7 - 2)]، ويمكن التعبير عن التفاعل بالمعادلتين الاتيتين:

$$NH_4Cl + NaNO_2 \xrightarrow[\Delta]{H_2O} NaCl + NH_4NO_2$$

$$NH_4NO_2 \xrightarrow{H_2O} 2\,H_2O\uparrow + N_2\uparrow$$



الشكل (7 – 2)
تحضير النتروجين من نتريت الامونيوم.

2 - تحضيره صناعياً

يحضر غاز النتروجين صناعيا وبكميات تجارية كبيرة بعملية التقطير التجزيئي للهواء المسال الخالي من ثنائي اوكسيد الكاربون، حيث يتقطر النتروجين أولا تاركاً الاوكسجين، وذلك لكون درجة غليانه $(-198\ ^{o}C)$ أوطأ من درجة غليان الاوكسجين$(-183\ ^{o}C)$، يحتوي غاز النتروجين الذي يتم الحصول عليه بهذه الطريقة على كميات ضئيلة من الاوكسجين والتي يمكن التخلص منها بإمرار الغاز فوق برادة النحاس الساخنة والتي تتفاعل مع الاوكسجين لتكون CuO.

7 - 3 - 3 خواص غاز النتروجين

يتسم غاز النتروجين بالخواص الاتية:

1 – الخواص الفيزيائية

غاز عديم اللون والرائحة على هيئة جزيء ثنائي الذرة (N_2) عند درجة حرارة الغرفة وهو قليل الذوبان في الماء وغير فعال تقريباً في الظروف الاعتيادية.



هل تعلم

ان هناك غازات ثنائية الذرة اخرى اضافة الى غاز N_2 وهي H_2 و Cl_2 و F_2 و O_2 .

2 – الخواص الكيميائية

يتفاعل النتروجين تحت ظروف معينة مع عناصر أخرى، فعند تسخين النتروجين يتحد مباشرة مع المغنيسيوم و الليثيوم و الكالسيوم أما عند مزجه مع غاز الاوكسجين وتعريض المزيج إلى شرارة كهربائية فانه ينتج اكاسيد النتروجين (NO و NO_2). ومن ناحية أخرى، فعند تسخينه مع غاز الهيدروجين تحت ضغط مرتفع وبوجود عامل مساعد مناسب فانه ينتج الامونيا (طريقة هابر) حسب المعادلة الاتية:

$$N_2 + 3H_2 \xrightarrow[\text{عامل مساعد}]{\Delta\ \text{(ضغط عالي)}} 2NH_3$$

7 - 3 - 4 استعمالات غاز النتروجين

لغاز النتروجين استعمالات واسعة منها

1 – يستعمل لإنتاج الامونيا صناعيا (طريقة هابر)، ويعتبر ذلك من أهم الاستعمالات لما لهذه المادة من أهمية في مجال إنتاج الأسمدة وفي إنتاج حامض النتريك (طريقة اوستولد).

2 – يستعمل في عمليات تبريد المنتجات الغذائية وذلك بعملية التجميد بالغمر في الغاز المسال.

3 – يستعمل النتروجين المسال في الصناعات النفطية وذلك لإحداث زيادة في ضغط الآبار المنتجة للنفط لجعل النفط يتدفق منها.

4 – يستعمل كجو خامل في خزانات المواد القابلة للانفجار .

وهناك استعمالات كثيرة أخرى لهذا الغاز في مجالات مختلفة.



غاز النتروجين المسال.

7- 3 - 5 بعض مركبات النتروجين

تحتوي ذرة النتروجين على خمسة الكترونات في غلافها الخارجي ولذلك يمكنها المشاركة في تكوين أواصر تساهمية قد تكون مفردة كما في جزيء الامونيا (NH_3) أو ثلاثية كما في حالة جزيء النتروجين (N_2)، او اكتساب ثلاثة الكترونات أو اكتساب الكترون واحد، وحسب اتحادها مع ذرات العناصر الاخرى في مركباتها

ومن أهم مركبات النتروجين هي:

1 - غاز الامونيا (NH_3)

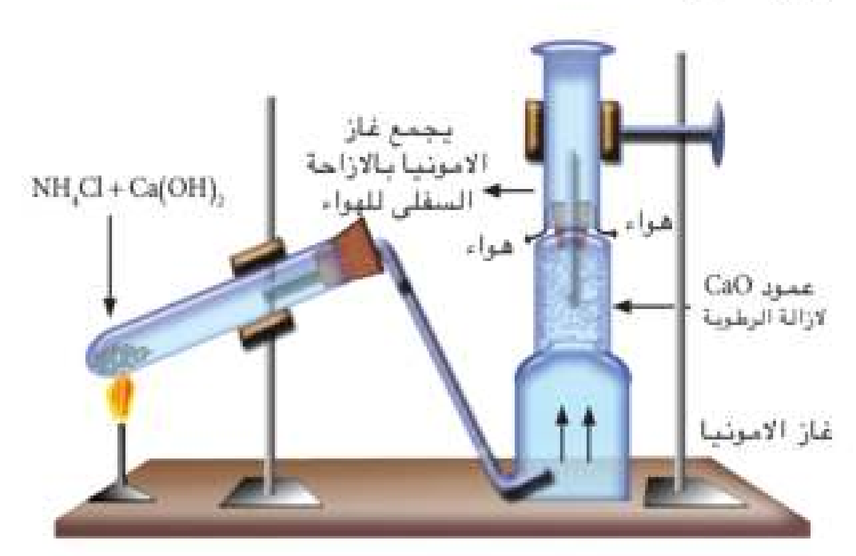
هو احد المركبات المهمة للنتروجين والهيدروجين. ينتج في الطبيعة من تحلل أجسام الحيوانات و النباتات بعد موتها، كما و توجد الامونيا في التربة على هيئة املاح الامونيوم.

أ - تحضير الامونيا مختبرياً

يحضر غاز الامونيا مختبريا بتسخين ملح كلوريد الامونيوم بلطف مع هيدروكسيد الكالسيوم وحسب المعادلة الاتية:

$$2\,NH_4Cl + Ca(OH)_2 \xrightarrow{\Delta} CaCl_2 + 2\,H_2O + 2\,NH_3$$

وبما أن غاز الامونيا اخف من الهواء فانه يجمع بالإزاحة السفلية للهواء بعد أن يمرر على عمود يحوي اوكسيد الكالسيوم للتخلص من الرطوبة المصاحبة للغاز كما في [الشكل (7 – 3)].



الشكل (7 – 3)
تحضير الامونيا مختبرياً.



ب - إنتاج الامونيا صناعيا:

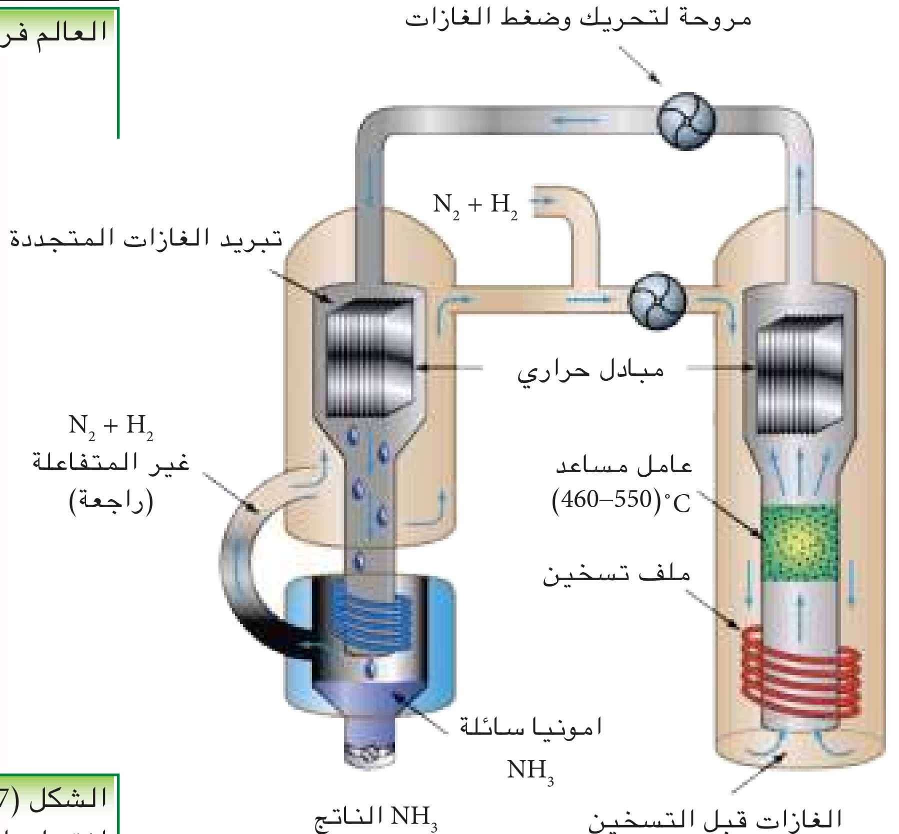
يتم إنتاج الامونيا صناعيا وبكميات كبيرة بطريقة هابر [الشكل (7 – 4)] والتي تتضمن الاتحاد المباشر للنتروجين مع الهيدروجين وحسب المعادلة الآتية:

$$N_2 + 3\,H_2 \longrightarrow 2\,NH_3$$

وكما مر ذكره سابقاً



العالم فريتز هابر.

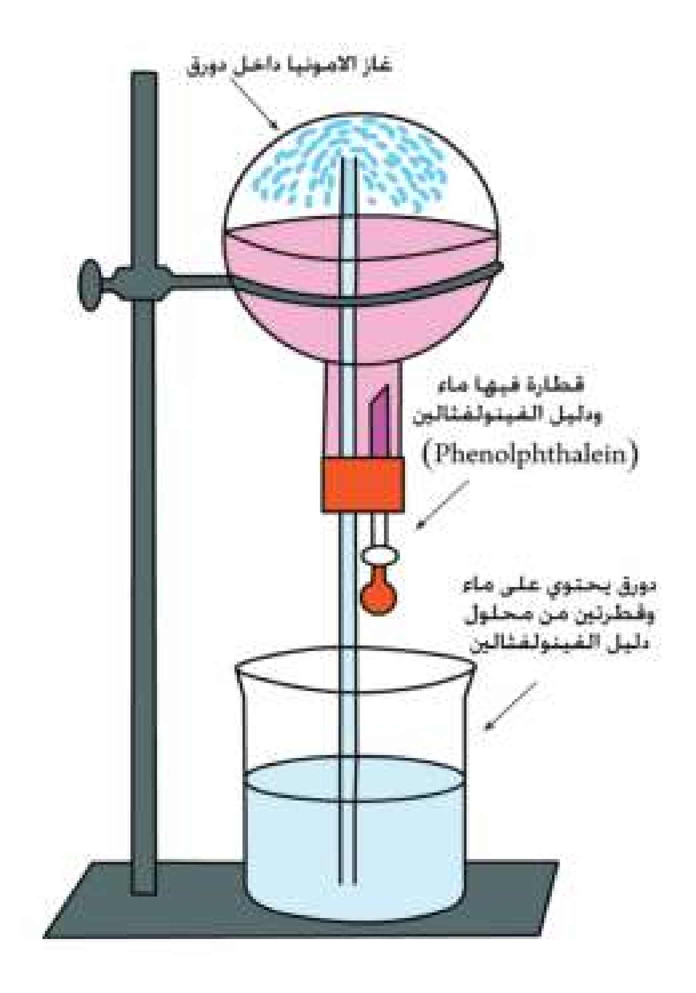


الشكل (7 – 4)
انتاج الامونيا صناعياً بطريقة هابر.

الخواص الفيزيائية للامونيا

1 – الامونيا غاز عديم اللون ذو رائحة نفاذة ولاذعة يؤدي استنشاقه إلى تدمع العين، وهو اخف من الهواء.

2 – كثير الذوبان في الماء، ويعرف محلوله المائي بماء الامونيا (NH_4OH)، وعند تسخين محلوله المائي او تركه معرضاً للجو فانه يفقد غاز الامونيا، ويمكن البرهنة على قابلية ذوبانه العالية في الماء بتجربة النافورة المبينة في الشكل (7 – 5).



الشكل (7 – 5)
نافورة غاز الامونيا.

يتألف الجهاز من كأس مملوءة الى نصفها بالماء، وتحتوي قطرتين من محلول دليل الفينولفثالين ودورق دائري القطر مجهز بسداد مطاطي ذي ثقبين يخترق احدهما انبوب زجاجي طويل يمتد حتى قعر الدورق ويخترق الفتحة الثانية انبوب قطارة. نملأ الدورق بغاز الامونيا الجاف ونقلبه فوق كأس الماء ثم ندخل بوساطة القطارة بضع قطرات من الماء المحتوي على دليل الفينولفثالين العديم اللون وحين يصبح الغاز بتماس مع الماء يذوب فيه فيتخلخل الضغط داخل الدورق ليندفع الماء من الكأس الى الدورق بشكل نافورة ويتلون المحلول بلون احمر وردي بسبب قاعديته (محلول الامونيا ذو فعل قاعدي).

3 – يمكن إسالته بسهولة عند درجة حرارة الغرفة بتسليط ضغط مقداره 8–10 atm . ولسائل الامونيا درجة غليان مقدارها (−33.5°C) تحت الضغط الجوي الاعتيادي و له حرارة تبخر كامنة عالية لذلك يستعمل في مصانع إنتاج الثلج لغرض التبريد.

الخواص الكيميائية للامونيا

يعتبر جزيء الامونيا ثابتاً كيميائياً، ومع ذلك يتفكك لينتج النتروجين و الهيدروجين عند إمرار الغاز على سطح فلزي ساخن أو عند إمرار شرارة كهربائية خلال الغاز. وغاز الامونيا قابل للاشتعال في جو من الأوكسجين كما في المعادلة الآتية:



$$4\,NH_3 + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,N_2 + 6\,H_2O$$

ان محلول الامونيا يحول لون ورقة زهرة الشمس الحمراء إلى اللون الأزرق.



القواعد تغير لون ورقة زهرة الشمس الحمراء الى الزرقاء.

الكشف عن الامونيا

يمكن الكشف عن الامونيا والتأكد من وجودها عند اتحادها مع غاز كلوريد الهيدروجين حيث ينتج أبخرة بيضاء كثيفة نتيجة لتكون غاز كلوريد الامونيوم:

$$NH_3 + HCl\uparrow \longrightarrow NH_4Cl$$

غاز الامونيا　　غاز كلوريد الهيدروجين　　غاز كلوريد الامونيوم

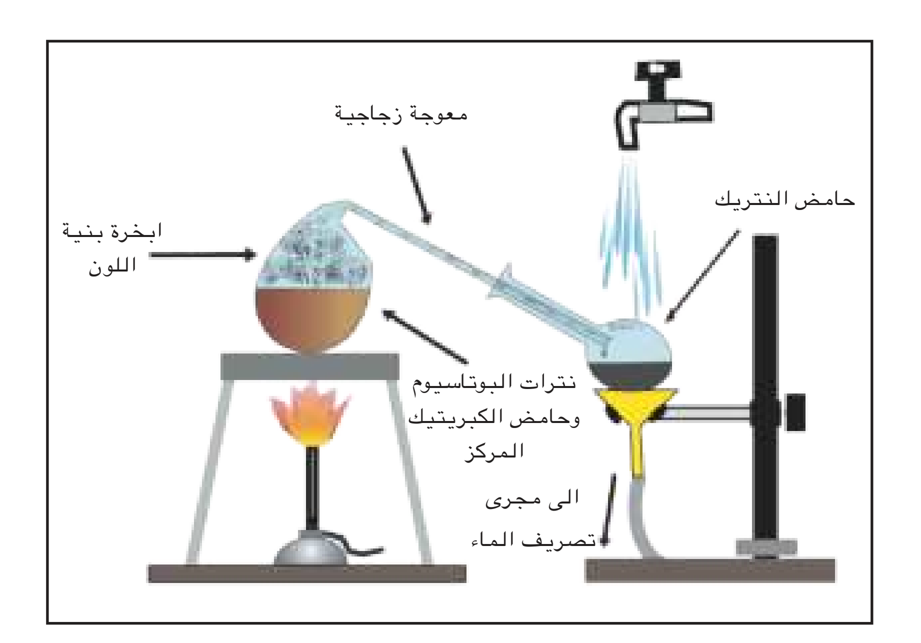
2 – حامض النتريك Nitric Acid

يعتبر حامض النتريك من أهم الحوامض الاوكسجينية للنتروجين وهو ذو صيغة جزيئية HNO_3 .

تحضير الحامض مختبرياً

يحضر هذا الحامض عادة بتسخين مزيج مكون من ملح نترات البوتاسيوم مع حامض الكبريتيك المركز في معوجة زجاجية، ويكثف بخار حامض النتريك الناتج من التفاعل في وعاء استقبال مبرد بالماء [الشكل (7 – 6)] ويمكن التعبير عن معادلة التفاعل بما يأتي:

$$KNO_3 + H_2SO_4 \xrightarrow{\Delta} KHSO_4 + HNO_3$$



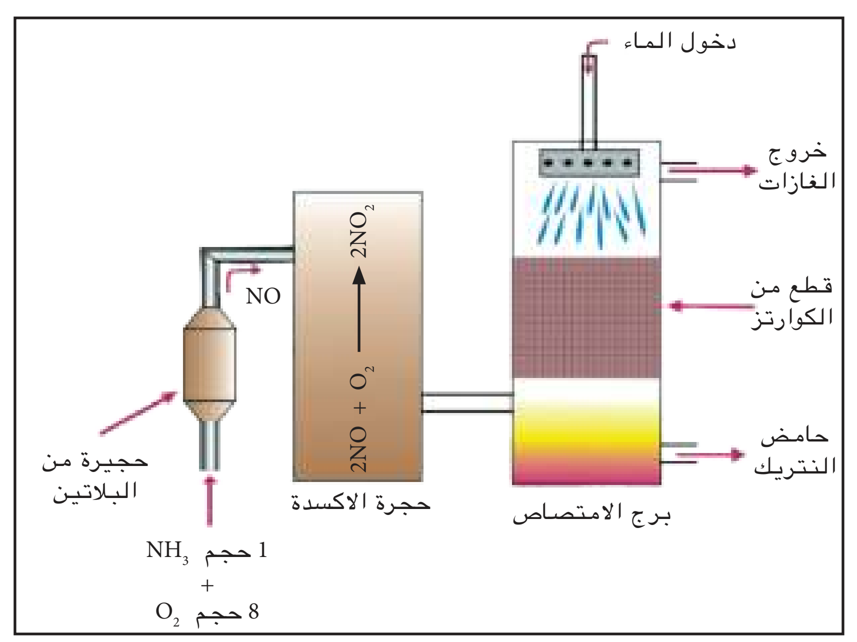
الشكل (7 – 6)
تحضير حامض النتريك مختبرياً.



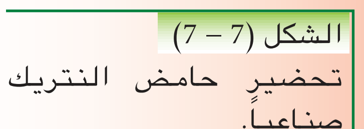
العالم فريدريك ولهام اوستولد.

تحضير الحامض صناعياً

يمكن تحضيره صناعياً بكميات تجارية بطريقة اوستولد والتي يتم فيها أكسدة الامونيا بالهواء بوجود البلاتين كعامل مساعد، كما في الشكل (7 – 7) :



الشكل (7 – 7)
تحضير حامض النتريك صناعياً.



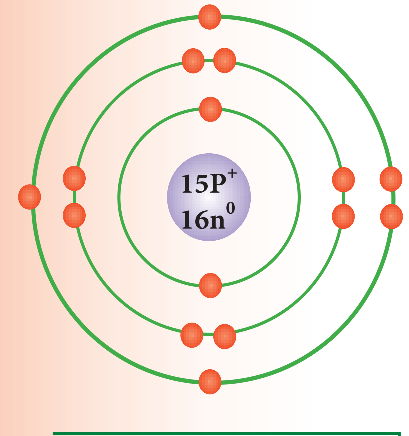
خواص حامض النتريك

يكون الحامض النقي عديم اللون وتنبعث منه أبخرة ذات رائحة نفاذة، ولكن لون الحامض غير النقي (أو الحامض النقي بعد تركه لفترة من الزمن) يكون اصفراً نتيجة لاحتوائه على اكاسيد النتروجين الذائبة (خصوصا NO_2). والحامض تام الإذابة في الماء ليكون مزيج معه (بنسبة 68%) ويغلي الحامض عند درجة حرارة ($120.5\ ^{o}C$).



حامض النتريك المخفف.

7 – 4 الفسفور Phosphorus



رسم الترتيب الالكتروني لذرة الفسفور.

الرمز الكيميائي : P

العدد الذري : 15

عدد الكتلة : 31



الترتيب الالكتروني

رمز الغلاف	رقم الغلاف(n)	عدد الالكترونات
K	1	2
L	2	8
M	3	5

7 - 4 - 1 وجود الفسفور

يعتبر هذا العنصر من المكونات الأساسية في الكائنات الحية حيث يوجد في الخلايا العصبية و العظام و ساتيوبلازم الخلايا. أما في الطبيعة فلا يمكن أن يتواجد بشكل حر ولكنه يتواجد بشكل واسع في معادن مختلفة حيث تعتبر الخامات الفوسفاتية (الاباتايت: شكل غير نقي لفوسفات الكالسيوم) مصدرا مهما لهذا العنصر. وتوجد ترسبات كبيرة من هذا المعدن في مناطق مختلفة من العالم ومنها العراق.

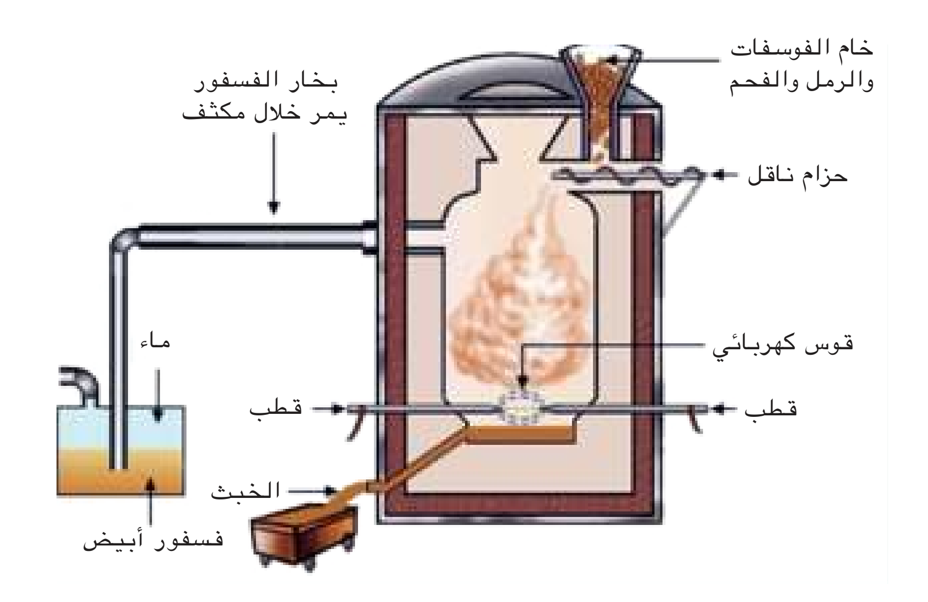
7 - 4 - 2 انتاج الفسفور صناعيا

تحتوي خامات الفسفور على نسب عالية من عنصر الفسفور ولذلك فهي تمثل المصدر الأساسي لإنتاجه بكميات تجارية وبنقاوة عالية لذلك لا توجد حاجة لتحضيره مختبرياً.

تتضمن الطريقة المعتادة لإنتاج الفسفور تسخين خام فوسفات الكالسيوم $Ca_3(PO_4)_2$ الممزوج مع الرمل SiO_2 والكاربون C في فرن كهربائي لدرجات حرارية عالية وبمعزل عن الهواء كما في المعادلة الآتية:

$$2\,Ca_3(PO_4)_2 + 6\,SiO_2 + 10\,C \xrightarrow{1500\,^{\circ}C} 6\,CaSiO_3 + 10\,CO + P_4$$

إن الفسفور الناتج بهذه الطريقة هو من النوع الأبيض (و يدعى أحيانا الأصفر) حيث يصب بعد إنتاجه في قوالب على هيئة قضبان اسطوانية وتتم عملية صب القوالب وحفظ الفسفور جميعها تحت الماء بسبب درجة حرارة اتقاده الواطئة وسرعة اتحاده مع الاوكسجين، وسرعة اشتعاله في الهواء، والشكل (7 – 8) يوضح طريقة إنتاج الفسفور صناعيا.



الشكل (7 – 8)
انتـــاج الفسفور صناعياً.

7 - 4 - 3 خواص الفسفور

الفسفور الاعتيادي مادة صلبة بيضاء اللون (أو مصفرة) شمعية القوام، أما الفسفور النقي فهو مادة صلبة عديمة اللون وشفافة. وهناك أنواع أخرى منه حمراء اللون أو سوداء (أو بنفسجية) والشائعة منها الفسفور الابيض والفسفور الاحمر. وتختلف هاتان الصورتان من صور الفسفور فيما بينهما بالخواص كما مثبت في الجدول (7 – 1).

إن الفسفور الأبيض أكثر فعالية من الفسفور الأحمر في الدرجات الحرارية الاعتيادية، وذلك لاختلاف كيفية ترابط الذرات المكونة لكل صورة من هاتين الصورتين من صور هذا العنصر. ومن أهم خواص الفسفور الأبيض هي:

1 – يتوهج الفسفور الأبيض في الظلام ليبدو بلون اخضر باهت عند تعرضه لهواء رطب و تدعى هذه العملية بالتألق

الكيميائي ويصحب هذه العملية انبعاث رائحة تشبه رائحة الثوم.

2 – يشتعل بشكل تلقائي في الهواء وعند درجة حرارة الغرفة الاعتيادية نتيجة لتأكسده بكمية كافية من الاوكسجين مكونا خماسي أوكسيد الفسفور (P_2O_5) وحسب المعادلة الاتية:



$$P_4 + 5\,O_2 \longrightarrow 2\,P_2O_5$$

وتحت ظروف أخرى (بكميات محددة من الاوكسجين) يتأكسد الفسفور الأبيض ليكون ثلاثي اوكسيد الفسفور (P_2O_3) كما في المعادلة الاتية:

$$P_4 + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,P_2O_3$$

3 – يعتبر الفسفور الأبيض مادة سامة بالنسبة لخلايا الكائنات الحية ويؤدي دخول الفسفور إلى داخل الجهاز الهضمي وذوبانه في العصارات الهضمية إلى حالة تسمم على خلاف الفسفور الأحمر الذي لا يذوب في هذه العصارات.



الفسفور الابيض.



الفسفور الاحمر.



اشتعال الفسفور الابيض في الهواء.



الجدول 7 – 1 مقارنة بين الفسفور الابيض والفسفور الاحمر

الفسفور الأبيض	الفسفور الأحمر
1 – شبه شفاف آبيض اللون مائل الى الصفرة.	1 – مظهره الخارجي احمر اللون مائل الى البنفسجي.
2 – ينتج بشكل قضبان تحفظ تحت الماء لفعاليتها العالية.	2 – ينتج بشكل مسحوق، لا يتأثر بالهواء في الظروف الاعتيادية.
3 – اقل كثافة من الفسفور الاحمر.	3 – اعلى كثافة من الفسفور الابيض.
4 – يذوب في بعض المذيبات مثل ثنائي كبريتيد الكاربون، ولا يذوب في الماء.	4 – لا يذوب في المذيبات العضوية ولا يذوب في الماء.
5 – له درجة انصهار واطئة.	5 – يتسامى بالتسخين.
6 – له درجة اتقاد واطئةلذلك يشتعل بسهولة.	6 – درجة اتقاده عالية.
7 – سام.	7 – غير سام.

7 - 4 - 4 بعض مركبات الفسفور

1 – حامض الفسفوريك (H_3PO_4) Phosphoric Acid

هو سائل كثيف القوام عديم اللون رائق وليس له رائحة.

يعتبر هذا الحامض من الحوامض الضعيفة غير المؤكسدة ويتفاعل مع القواعد مكونا أملاح الفوسفات والتي لها أهمية كبيرة في صناعة الأسمدة الفوسفاتية.

2 – فوسفات الصوديوم (Na_3PO_4):

تستعمل بشكل واسع كإحدى مكونات مساحيق التنظيف، حيث تتحلل فوسفات الصوديوم تحللا مائيا (تتفاعل مع جزيء الماء) لتكون هيدروكسيد الصوديوم التي تساعد في إزالة الدهون العالقة بالأجسام، وتستعمل أيضا في تحلية الماء (تحويل الماء العسر الذي لا يرغو فيه الصابون إلى ماء يسر). ويستعمل هذا الملح كمادة حافظة لبعض المواد الغذائية و اللحوم ولها استعمالات كثيرة أخرى.

7 - 4 - 5 الاستعمالات الصناعية لبعض مركبات الفسفور

1 – صناعة الثقاب

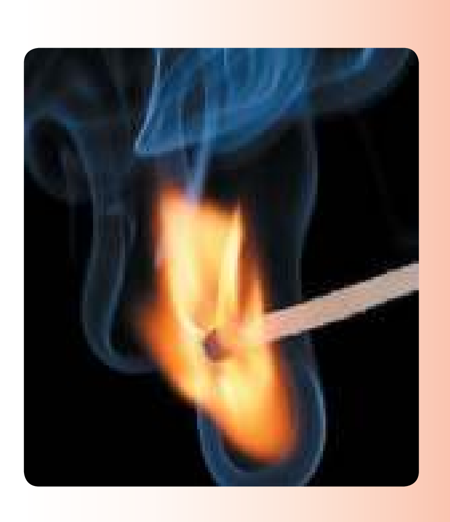
يعامل عود الثقاب بمحلول لفوسفات الامونيوم $(NH_4)_3PO_4$ حيث تساعد هذه المادة على احتراق العود بلهب بدون دخان، واستمرار اتقاد العود حتى النهاية، إضافة لذلك فإنها تمنع اتقاد العود بعد انطفاء الشعلة مما يقلل الخطر الناجم عن رمي العود مباشرة بعد انطفاء الشعلة. و يغطى رأس العود بعجينة تتكون من:

أ – مادة قابلة للاشتعال مثل كبريتيد الانتيمون Sb_2S_3 .

ب – مادة مؤكسدة مثل كلورات البوتاسيوم $KClO_3$.

جـ – مادة تزيد من الاحتكاك مثل مسحوق الزجاج.

د – مادة صمغية تربط مكونات العجينة.



استعمال الفسفور في صناعة اعواد الثقاب.

وعند حك رأس العود بجانب العلبة التي تحوي على الفسفور الأحمر، تتولد حرارة تكفي لبدء الاشتعال على جانب العلبة ثم تنتقل الشعلة إلى رأس العود ويستمر الاشتعال.

2 – الأسمدة الفوسفاتية

لما كان عنصر الفسفور أساسيا لنمو النباتات ويؤدي دورا هاما في حياة الكائنات الحية وفي بناء الهيكل العظمي للإنسان والحيوانات، لذلك كان من الضروري أن يكون احد العناصر التي يستمدها النبات من التربة بشكل مركبات قابلة للذوبان، وحيث أن فوسفات الكالسيوم (التي هي المصدر للفسفور في الطبيعة) ملح قليل الذوبان جدا في الماء لذلك كان من اللازم تحويله إلى ملح سهل الذوبان في الماء لغرض استعماله كسماد للنباتات. وعند معاملة فوسفات الكالسيوم (الموجودة في الصخور في الطبيعة) مع حامض الكبريتيك، تتحول إلى صيغة كيميائية أخرى، تعرف تجاريا بسماد السوبر فوسفات، وتكون قابلة الذوبان بالماء ليتسنى للنبات الاستفادة منها وكما هو موضح في المعادلة الاتية:



اهمية الاسمدة الفوسفاتية في الزراعة.

$$Ca_3(PO_4)_2 + 2\,H_2SO_4 \longrightarrow Ca(H_2PO_4)_2 + 2\,CaSO_4$$

فوسفات الكالسيوم | حامض الكبريتيك | السوبر فوسفات الاعتيادي | كبريتات الكالسيوم

يستخدم هذا السماد في زيادة خصوبة التربة، ويمكن تحضير نوع آخر من الأسمدة الفوسفاتية من تفاعل حامض الفسفوريك مع فوسفات الكالسيوم مكونا سمادا يدعى تجاريا السوبر فوسفات الثلاثي الذي يكون أكثر جودة من السوبر فوسفات الاعتيادي لأنه لا يحتوي على كبريتات الكالسيوم وكما هو موضح في المعادلة التالية:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 4\,H_3PO_4 \longrightarrow 3\,Ca(H_2PO_4)_2$$

فوسفات الكالسيوم | حامض الفوسفوريك | السوبر فوسفات الثلاثي

تحتاج كل النباتات إلى السماد الفوسفاتي ولاسيما السنبليات منها (مثل الحنطة والشعير والذرة ...الخ) فهو

يقوي سيقانها ويعجل نمو بذورها ويزيد من مقاومتها للأمراض.

ومن الجدير بالذكر أن بلدنا - العراق- يعد مصدرا مهما لفوسفات الكالسيوم الموجودة في الطبيعة، حيث وجدت كميات كبيرة منها في منطقة الرطبة ضمن حقول عكاشات الواقعة في محافظة الانبار، ويعد مشروع استثمارها بشكل تجاري من المشاريع المهمة لاستثمار الفوسفات.



استخدام الاسمدة الفوسفاتية في الزراعة.

أسئلة الفصل السابع

1.7 أكمل كل فراغ بما يناسبه في كل مما يأتي:

1 – العدد الذري للنتروجين .... لذلك تحتوي ذرة النتروجين .... بروتوناً يدور حولها .... إلكتروناً.

2 – العدد الذري للفسفور .... لذلك تحتوي نواة ذرة الفسفور .... بروتوناً يدور حولها .... إلكتروناً.

3 – يغطى رأس عود الثقاب بعجينة تتكون من مواد منها:

أ – مادة قابلة للاشتعال مثل ....

ب – مادة مؤكسدة مثل........................

جـ – مادة تزيد من قوة الاحتكاك مثل...............

4 – يتواجد غاز النتروجين في الطبيعة على هيئة جزيء .... الذرة صيغتها الكيميائية ....

5 – NH_3 هو الصيغة الكيميائية لجزيء .... وهو جزيء مكون من اتحاد ذرة واحدة من عنصر .... و ثلاثة ذرات من عنصر ....

6 – من فوائد السماد الفوسفاتي على السنبليات انه:

أ – ....،

ب – ....،

جـ – ....

2.7 اختر الجواب الصحيح الذي يكمل العبارات التالية:

1 – يشكل النتروجين حوالي(21%، 78%، 50%) من حجم الغلاف الجوي.

2 – يمكن تحضير غاز النتروجين مختبريا بتسخين مزيج من (أوكسيد النحاس، كلوريد الكالسيوم، كلوريد الامونيوم) و ملح نتريت الصوديوم بوجود كمية قليلة من الماء.

3 – من بين المواد التي يدخل في تركيبها الفسفور مادة واحدة تستعمل مباشرة كسماد فوسفاتي هي (العظام، فوسفات الكالسيوم، السوبر فوسفات).

4 – يمكن لمحلول الامونيا ان يحول (لون ورقة زهرة الشمس الحمراء إلى اللون الأزرق، لون ورقة زهرة الشمس الزرقاء إلى اللون الأحمر، لون ورقة زهرة الشمس الحمراء إلى اللون الصفر).

5 – إحدى صورتي الفسفور تكفي حرارة يدك لاتقادها ولذلك يلزم عدم مسكها باليد عند استعمالها لإجراء تجارب تتعلق بخواص الفسفور وهي (الفسفور الأحمر، الفسفور الأبيض).

6 – يحضر حامض النتريك بكميات تجارية وذلك (بتسخين مزيج مكون من ملح نترات البوتاسيوم مع حامض الكبريتيك المركز، بأكسدة الامونيا بالهواء بوجود البلاتين كعامل محفز، بتحلل جزيئة الامونيا مائياً).

أسئلة الفصل السابع

7- اغلب ما يتكون عند احتراق الفسفور في كمية كافية من الهواء هو (ثلاثي اوكسيد الفسفور، خماسي اوكسيد الفسفور، نتريت الفسفور).

3.7 أكمل كل من المعادلات التالية ثم وازنها واذكر أسماء المواد المتفاعلة والناتجة:

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \xrightarrow{\Delta}$$

$$Ca_3(PO_4)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow$$

$$Ca_3(PO_4)_2 + SiO_2 + C \xrightarrow{1500\ ^\circ C}$$

4.7 ضع علامة (✔) أمام العبارة الصحيحة وضع علامة (X) أمام العبارة الخاطئة ثم صحح الخطأ لكل مما يأتي:

1 – لا يوجد عنصر الفسفور في الطبيعة إلا بصورة مركبات فقط.

2 – تستعمل أعلى درجات حرارية ممكنة في عملية إنتاج الامونيا صناعيا.

3 – تحتوي ذرة النتروجين على خمسة الكترونات في غلافها الخارجي ولذلك يمكنها أن تكتسب الكترون واحد أو اكتساب ثلاثة الكترونات أو المشاركة في تكوين أواصر تساهمية قد تكون مفردة أو متعددة.

4 – المركبات المسماة "فوسفات" هي أملاح لحامض الفسفوريك H_3PO_4.

5 – يحفظ الفسفور الأحمر في قناني تحت الماء.

6 – عند ترك حامض النتريك النقي لفترة من الزمن يتحول لونه إلى اللون الأصفر

7 – الفسفور الأبيض أكثر فعالية من الفسفور الأحمر مع إنهما صورتان لعنصر واحد.

8 – الفسفور الأبيض مادة سامة جدا لذلك تحفظ تحت الماء.

الفصل الثامن 8

الزمرة السادسة

Group VIA



بعد الانتهاء من دراسة هذا الفصل يكون الطالب قادراً على ان :

- ☐ يتعرف على أسماء ورموز عناصر الزمرة السادسة VIA.
- ☐ يفهم الصفات العامة وتدرجها لعناصر الزمرة السادسة VIA.
- ☐ يعبر عن الترتيب الالكتروني لعناصر الزمرة السادسة.
- ☐ يعرف مناطق وجود الكبريت ويتعرف على صوره في الطبيعة.
- ☐ يتعرف على بعض المركبات المهمة والشائعة للكبريت واستعمالاتها.

8 – 1 مقدمة



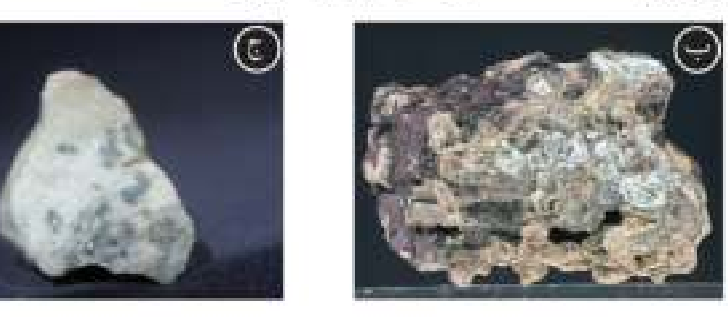
تقع عناصر الزمرة السادسة VIA على يمين الجدول الدوري وتضم خمسة عناصر وهي: الأوكسجين (O) والكبريت (S) والسلينيوم (Se) والتيلوريوم (Te) والبولونيوم (Po) ويبين الشكل (8 – 1) موقع هذه الزمرة في الجدول الدوري.

1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8	9 VIIIB	10	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub						

الشكل (8 – 1)
موقع عناصر الزمرة VIA في الجدول الدوري.

8 – 2 الصفات العامة للزمرة السادسة VIA

تتدرج خواص هذه العناصر بازدياد اعدادها الذرية حيث يُعد الاوكسجين والكبريت والسلينيوم من اللافلزات، أما التلوريوم فلهُ صفات أشبه بالفلزات. أما البولونيوم فلهُ صفات فلزية.ان جميع الزمرة السادسة VIA تمتلك ست

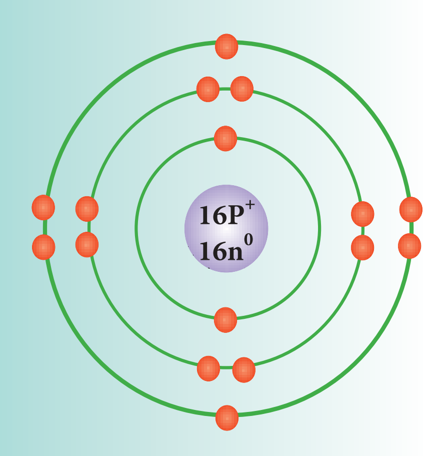




(أ) بلورة طبيعية للكبريت.
(ب) السلينيوم.
(ج) التيلوريوم.

الكترونات في الغلاف الخارجي والذي يدفعها الى اكتساب الكترونين من العناصر الاخرى لكي تمتلك ترتيباً الكترونياً مستقراً مشابهاً لترتيب العناصر النبيلة .

8 - 3 الكبريت Sulfur



رسم الترتيب الالكتروني لذرة الكبريت.

الرمز الكيميائي : S
العدد الذري : 16
عدد الكتلة : 32

الترتيب الالكتروني



رمز الغلاف	رقم الغلاف(n)	عدد الالكترونات
K	1	2
L	2	8
M	3	6

8 - 3 - 1 وجوده


الكبريت في المناطق البركانية.

يوجد الكبريت في الطبيعة بصورة عنصر حر في مناجم خاصة كما هو الحال في مناجم كبريت المشراق في الموصل شمال العراق. كما يوجد الكبريت بكميات كبيرة على شكل مركبات في المناطق البركانية مثل غاز كبريتيد الهيدروجين H_2S و ثنائي أوكسيد الكبريت SO_2 اللذان يتصاعدان ضمن الغازات البركانية الأخرى. ويتواجد الكبريت أيضاً على هيئة كبريتيدات فلزية مثل بايريت الحديد (II) والنحاس (II) ويعرف بالجالكوبايريت $CuFeS_2$ ، وكذلك على هيئة أملاح الكبريتات مع الفلزات ومن أهمها كبريتات الصوديوم $Na_2SO_4.10H_2O$ و كبريتات الكالسيوم $CaSO_4.2H_2O$ وغيرها.

8 - 3 - 2 تحضير الكبريت

أ- تحضير الكبريت مختبرياً


بايريت الحديد (II) والنحاس (II) ويعرف بالجالكوبايريت ($CuFeS_2$).

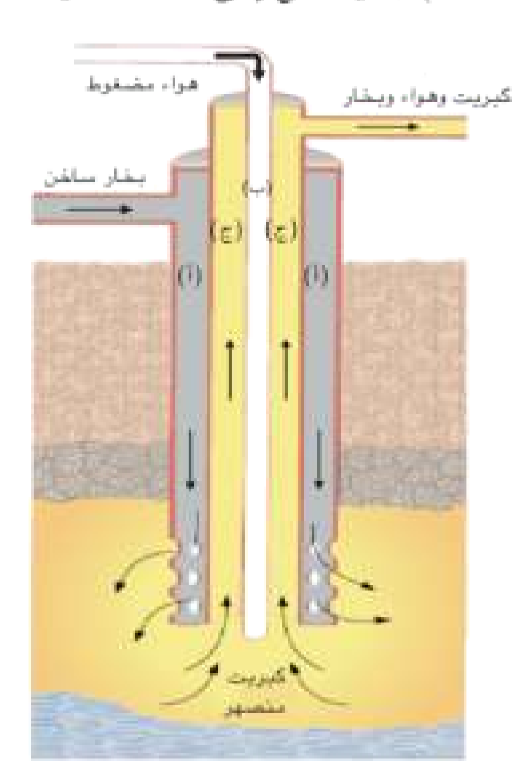
يمكن تحضير الكبريت مختبرياً من إضافة حامض الهيدروكلوريك المركز إلى محلول ثايوكبريتات الصوديوم $Na_2S_2O_3$ بدرجة ($-10\ ^{\circ}C$). يترسب الكبريت ويجمع بالترشيح حسب معادلة التفاعل الآتية:

$$2HCl + Na_2S_2O_3 \xrightarrow{-10\,^{\circ}C} S\downarrow + SO_2\uparrow + 2NaCl + H_2O$$

حامض الهيدروكلوريك المركز — ثايو كبريتات الصوديوم — كبريت — ثنائي اوكسيد الكبريت — كلوريد الصوديوم — ماء

ب - استخراج الكبريت

يستخرج الكبريت الموجود حراً على شكل ترسبات تحت سطح الأرض بطريقة فراش (Frasch prosess) وتتمثل هذه الطريقة بصهر الكبريت وهو في باطن الأرض بلستخدام_معدات خاصة [الشكل (8 - 2)] مكونة من ثلاثة أنابيب داخل بعضها البعض متمحورة مركزياً. يدفع بخار الماء المضغوط والمسخن إلى درجة (170 °C) في الأنبوبة الخارجية (أ) إلى مكان تجمع الكبريت مما يؤدي إلى انصهار الكبريت وهو داخل الأرض والذي سيرفعه الهواء المضغوط الذي يضخ من الأنبوبة الداخلية (ب) إلى أعلى فيخرج الكبريت المنصهر من الأنبوبة (ج) الوسطى مختلطاً_ببعض فقاعات الهواء إلى سطح الأرض. وعند السطح يصب الكبريت المنصهر في أحواض كبيرة ويترك لكي يبرد ويتصلب. أن أغلب الكبريت المنتج بهذه الطريقة له درجة نقاوة تتراوح ما بين (99.5 – 99.9 %) ولا يحتاج إلى أعادة تنقية.



الشكل (8 – 2)
استخراج الكبريت بطريقة فراش.

8 - 3 - 3 الخواص العامة للكبريت

1 – الخواص الفيزيائية

يمتلك الكبريت الخواص الفيزيائية الآتية:

أ. مادة صلبة في درجات الحرارة الاعتيادية ذات لون أصفر.

ب. عديم الطعم وذو رائحة مميزة.

ج. لا يذوب في الماء ولكن يذوب في بعض المذيبات اللاعضوية مثل ثنائي كبريتيد الكاربون CS_2 واذا تم تبخير CS_2 تدريجياً يترسب الكبريت على شكل بلورات ذات تركيب ثماني الشكل (S_8) [الشكل (8 – 3)].

د. غير موصل للتيار الكهربائي.

هـ. له صور متعددة في الطبيعة تتباين في صفاتها الفيزيائية. يمتلك الكبريت وبعض العناصر الأخرى العديد من الصور وهي إشكال مختلفة الخواص الفيزيائية كالشكل واللون تعود للعنصر نفسه. ويمتلك الكبريت صور عديدة يمكن تقسيمها إلى نوعين رئيسيين هما:

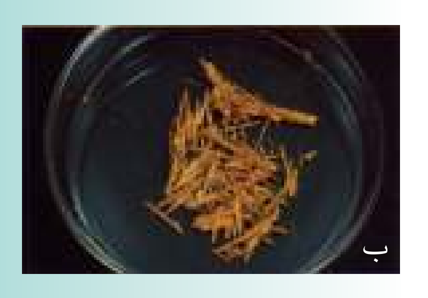
1 – صور الكبريت البلورية وأكثرها شيوعًا هو الكبريت المعيِني وهو مادة بلّورية صفراء ليمونيّة اللّون وثابتة عند درجة حرارة الغرفة وهو أكثر الصور استقراراً ويوجد على شكل بلورات كبيرة صفراء في المناطق البركانية. وهنالك نوع آخر من صور الكبريت البلوري تدعى بالكبريت الموشوري وذلك لأن بلوراته تشبه الموشور.

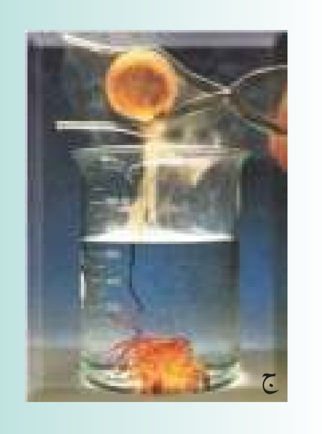
2 – الكبريت غير البلوري ومن أمثلتها الكبريت المطاطي أو الكبريت اللدن (Plastic). ويمكن تحضيره من تسخين الكبريت الى $(1500\ ^{o}C)$ وصب سائل الكبريت في الماء البارد حيث يتكون الكبريت المطاطي [الشكل (8 – 4)] الذي يحتوي على سلاسل حلزونية وهو أقل استقراراً من الكبريت البلوري ويتحول ببطء إلى الصورة البلورية.



الشكل (8 – 3)
عند اذابة الكبريت في مذيب ثنائي كبريتيد الكاربون وتبخير المذيب تدريجياً يترسب الكبريت على شكل بلورات ذات تركيب (S_8).

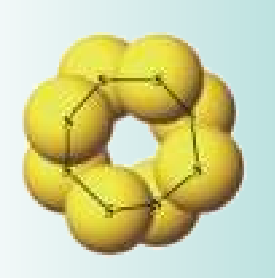






الشكل (8 – 4)
(أ) الكبريت المعيني.
(ب) الكبريت الموشوري.
(ج) الكبريت المطاطي.

يمتلك الكبريت الصيغة (S_8)، وفي بلورة محورة أخرى نجده بصيغة (S_6) والصورة الاولى من أنشط صور الكبريت بسبب التوتر الشديد على حلقة الكبريت الثمانية كما في الشكل (8 – 5).



الشكل (8 – 5)
الشكل الفراغي لجزيء الكبريت S_8.

2 – الخواص الكيميائية للكبريت

يكون الكبريت غير فعال في درجات الحرارة الاعتيادية ولكن عند تسخينه يصبح نشطاً ويدخل في كثير من التفاعلات الكيميائية فيتحد بكل العناصر تقريباً اتحاداً مباشراً عند درجة الحرارة المناسبة وكما يأتي:

أ. التفاعل مع اللافلزات: يحترق الكبريت بسهولة في الهواء بلهب أزرق متحداً مع الأوكسجين الجوي مع توليد كمية كبيرة من الحرارة كما في التفاعل الاتي:

$$S + O_2 \xrightarrow{\Delta} SO_2$$

يتفاعل الكبريت مع الكاربون ليعطي سائل ثنائي كبريتيد الكاربون CS_2 :

$$2S + C \xrightarrow{\Delta} CS_2$$

ب. التفاعل مع الفلزات: يتفاعل الكبريت مع الفلزات كالحديد والنحاس والزنك ليعطي كبريتيداتها:

$$S + Fe \xrightarrow{\Delta} \underset{\text{كبريتيد الحديد (II)}}{FeS}$$

ج. التفاعل مع الحوامض المركزة والمؤكسدة: لا يتأثر الكبريت بالحوامض المخففة في حين يتأكسد بالأحماض المركزة القوية مثل حامض الكبريتيك الساخن محرراً أكاسيد لافلزية:

$$S + \underset{\text{مركز ساخن}}{2H_2SO_4} \xrightarrow{\Delta} 3SO_2 + 2H_2O$$

ومع حامض النتريك المركز الساخن محرراً اوكسيد اللافلز NO_2 :

$$S + 6HNO_3 \longrightarrow H_2SO_4 + 6NO_2 + 2H_2O$$

تمرين (8 – 1)
اكتب معادلات موزونة لتفاعلات الكبريت مع كل من النحاس والخارصين.

8 - 3 - 4 استعمالات الكبريت

للكبريت استخدامات عديدة في المجالات الصناعية والزراعية فهو يدخل في صناعة الثقاب والبارود الأسود والألعاب النارية لسهولة اشتعاله. كما يستخدم في الزراعة لمعادلة قلوية التربة و بعض أنواع الأسمدة وفي مبيدات الفطريات والحشرات. أما أهم استخدامات الكبريت هو استخدامه بكميات كبيرة في تحضير حامض الكبريتيك، والذي يُعد أهم مادة كيميائية تجارية في العالم. ويستخدم في إنتاج الأصباغ والدهانات (الطلاء)، والورق والمنسوجات وعدد من المنتجات الكيميائية الصناعية. كما يُستخدم أيضًا في تعدين الفلزات وفي تصفية النفط. أما المنتجات الأخرى المحتوية على الكبريت، فتشمل المطاط، والشامبو وبطاريات السيارات (المراكم) وفي أملاح المواد الكيميائية المستخدمة في أفلام التصوير. كما يدخل الكبريت ومركباته في صناعة الأدوية كواحد من المكونات، حيث يستخدم لعلاج بعض الأمراض الجلدية كما يستخدم زهر الكبريت في علاج اضطرابات الهضم.

8 - 3 - 5 بعض مركبات الكبريت

أ – غاز ثنائي أوكسيد الكبريت

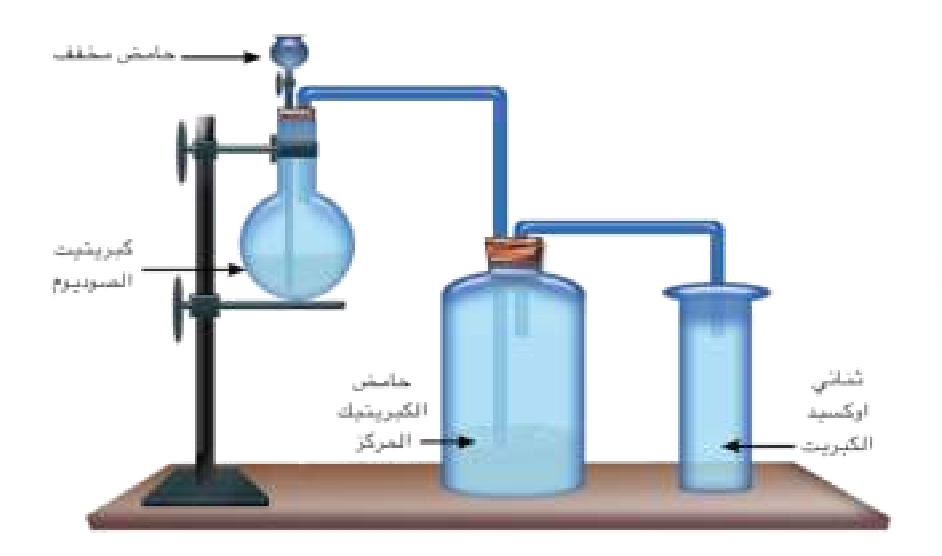
يتولد غاز ثنائي أوكسيد الكبريت SO_2 بشكل رئيسي من احتراق الكبريت بوجود الأوكسجين. يتصاعد هذا الغاز بكميات كبيرة في الطبيعة من جراء النشاطات البركانية، ويتولد كذلك من بعض العمليات الصناعية أثناء تعدين بعض العناصر واستخلاصها وكذلك نتيجة لحرق المشتقات النفطية أو الفحم الحجري.



تولد غاز ثنائي اوكسيد الكبريت من احتراق الكبريت بوجود الاوكسجين.

يحضر غاز ثنائي اوكسيد الكبريت مختبرياً من اضافة حامض الكبريتيك المخفف الى كبريتيت الصوديوم Na_2SO_3، [الشكل (8 – 6)] ولكونه اثقل من الهواء يمكن ان يجمع عن طريق ازاحة الهواء الى الاعلى، كما في المعادلة الاتية:

$$H_2SO_4 + Na_2SO_3 \longrightarrow SO_2\uparrow + Na_2SO_4 + H_2O$$



الشكل (8 – 6)
جهاز مختبري لتحضير غاز ثنائي اوكسيد الكبريت من تفاعل الحوامض المخففة مع كبريتيت الصوديوم.

ان غاز ثنائي اوكسيد الكبريت غاز عديم اللون ذا رائحة نفاذة قوية، أثقل من الهواء ويذوب قليلاً في الماء مولداً محلولاً لحامض الكبريتوز الضعيف:

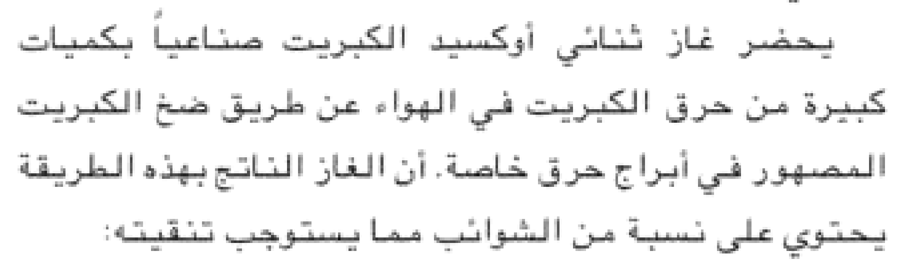
$$SO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_3$$

ثنائي اوكسيد الكبريت   ماء   حامض الكبريتوز



الشكل (8 – 7)
يستعمل غاز ثنائي أوكسيد الكبريت SO_2 صناعياً في قصر الوان المواد العضوية كالورق والقش والحرير الصناعي والاصواف والتي تتأثر عند قصرها بغاز الكلور. فالوردة التي إلى اليسار موضوعة في جو من غاز ثنائي اوكسيد الكبريت.

لذلك السبب عندما نضع ورقة زهرة الشمس الزرقاء المبللة بالماء في قناني جمع الغاز المستعملة في طريقة التحضير ألمختبري لغاز ثنائي أوكسيد الكبريت نلاحظ تحول لونها إلى اللون الأحمر نتيجة تأثير حامض الكبريتوز المتولد كما في المعادلة اعلاه.



يحضر غاز ثنائي أوكسيد الكبريت صناعياً بكميات كبيرة من حرق الكبريت في الهواء عن طريق ضخ الكبريت المصهور في أبراج حرق خاصة. أن الغاز الناتج بهذه الطريقة يحتوي على نسبة من الشوائب مما يستوجب تنقيته:

$$S + O_2 \xrightarrow{\Delta} SO_2$$

يستعمل غاز ثنائي أوكسيد الكبريت صناعياً في قصر ألوان المواد العضوية كالورق والقش والحرير الصناعي والأصواف والتي تتأثر عند قصرها بغاز الكلور

[الشكل (8 – 7)]. أن أغلب المواد المقصورة بهذا الغاز تسترجع ألوانها عند تعرضها إلى الهواء. ويمكن استخدام هذا الغاز لأغراض التعقيم عن طريق حرق كميات من الكبريت داخل الأماكن المراد تعقيمها، ويستعمل كذلك في صناعة حفظ الأغذية.

ويمكن أن يشتعل الكبريت تلقائياً بدرجة ($400\ ^{\circ}C$) بوجود الأوكسجين وينتج عنه غاز ثنائي أوكسيد الكبريت ذو الرائحة النفاذة [الشكل (8 – 8)] وهو غاز ضار جداً وكثرة انطلاقه في الهواء نتيجة حرق الفحم الحجري أو الأنشطة الصناعية الأخرى يكون له آثار صحية سيئة جداً على الإنسان والحيوان والنبات كما أنه من أكثر مسببات الأمطار الحامضية.



الشكل (8 – 8)
يحترق الكبريت بسهولة بوجود مصدر للاشعال في الهواء بلهب ازرق متحداً مع الاوكسجين الجوي. ويشتعل تلقائياً بدرجة ($400\ ^{\circ}C$) وينتج في الحالتين غاز ثنائي اوكسيد الكبريت ذو الرائحة النفاذة.

ب – غاز كبريتيد الهيدروجين H_2S

غاز كبريتيد الهيدروجين H_2S هو غاز عديم اللون ذو رائحة كريهة نفاذة كرائحة البيض الفاسد و يتكون في الطبيعة بثلاث طرائق هي: تحلل المواد العضوية او من المياه الجوفية المحتوية على المواد الكبريتية كما في العيون الكبريتية في حمام العليل في محافظة نينوى او من النشاط الحيوي للبكتريا التي تستخدم الحديد والمنغنيز كجزء من غذائها.

هل تعلم
ان غاز كبريتيد الهيدروجين سام جداً وهو اكثر خطورة من غاز احادي اوكسيد الكاربون.

يوجد غاز كبريتيد الهيدروجين في الغازات النفطية والطبيعية، ويحتوي الغاز الطبيعي على 28% منه لذا فقد يتسبب في تلوث الهواء في المناطق التي يوجد بها إنتاج للغاز الطبيعي وكذلك في مناطق مصافي النفط من الممكن أن ينبعث الغاز من خلال الصناعات التي ترتكز على مركبات الكبريت.

تمرين (8 – 2)
اكتب معادلة موزونة لتفاعل كبريتيد الهيدروجين مع كبريتات الخارصين ليكون راسب ابيض من كبريتيد الخارصين.

يحضر غاز كبريتيد الهيدروجين في المختبر بالجهاز نفسه الذي استخدم في تحضير SO_2 [الشكل (8 – 6)] من تفاعل الحوامض المخففة مثل حامض الكبريتيك مع كبريتيدات الفلزات مثل كبريتيد الحديد(II) وفق المعادلة الآتية:

$$FeS + H_2SO_4 \longrightarrow H_2S \uparrow + FeSO_4$$

كبريتات الحديدوز   كبريتيد الهيدروجين   حامض الكبريتيك   كبريتيد الحديد(II)

عند إمرار غاز كبريتيد الهيدروجين في محاليل الأيونات الفلزية مثل محلول كبريتات النحاس، نلاحظ تكوين راسب اسود هو كبريتيد النحاس وفق المعادلة الآتية:

$$H_2S + CuSO_4 \longrightarrow H_2SO_4 + CuS \downarrow$$

كبريتيد النحاس حامض الكبريتيك   كبريتات النحاس كبريتيد الهيدروجين

جـ- حامض الكبريتيك H_2SO_4

يعد حامض الكبريتيك H_2SO_4 ، من أوائل الحوامض التي تم التعرف عليها، حيث عرفه العرب منذ القرن الثامن الميلادي، وعرفته أوربا في القرنين الرابع والخامس عشر. أطلق عليه جابر بن حيان اسم زيت الزاج بسبب تحضيره من تسخين وتقطير الزاج الأخضر (كبريتات الحديد(II) المائية) واملاح الكبريتات الأخرى. أن حامض الكبريتيك هو سائل عديم اللون زيتي القوام ذي كثافة عالية لا رائحة له عندما يكون نقياً وهو حامض معدني قوي يذوب في الماء بجميع التراكيز ومحاليله موصلة للتيار الكهربائي.

1 - تحضير حامض الكبريتيك صناعياً:

يحضر حامض الكبريتيك بطريقة التلامس والتي يمكن تلخيصها بتفاعل الكبريت مع الاوكسجين لتكوين ثنائي اوكسيد الكبريت:

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

وعند ادخال غاز ثنائي اوكسيد الكبريت الى برج التلامس الذي يحتوي على عامل مساعد خامس اوكسيد الفناديوم (V_2O_5) للحصول على ثلاثي اوكسيد الكبريت وفقا للتفاعل الاتي :

$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{V_2O_5} 2SO_3$$

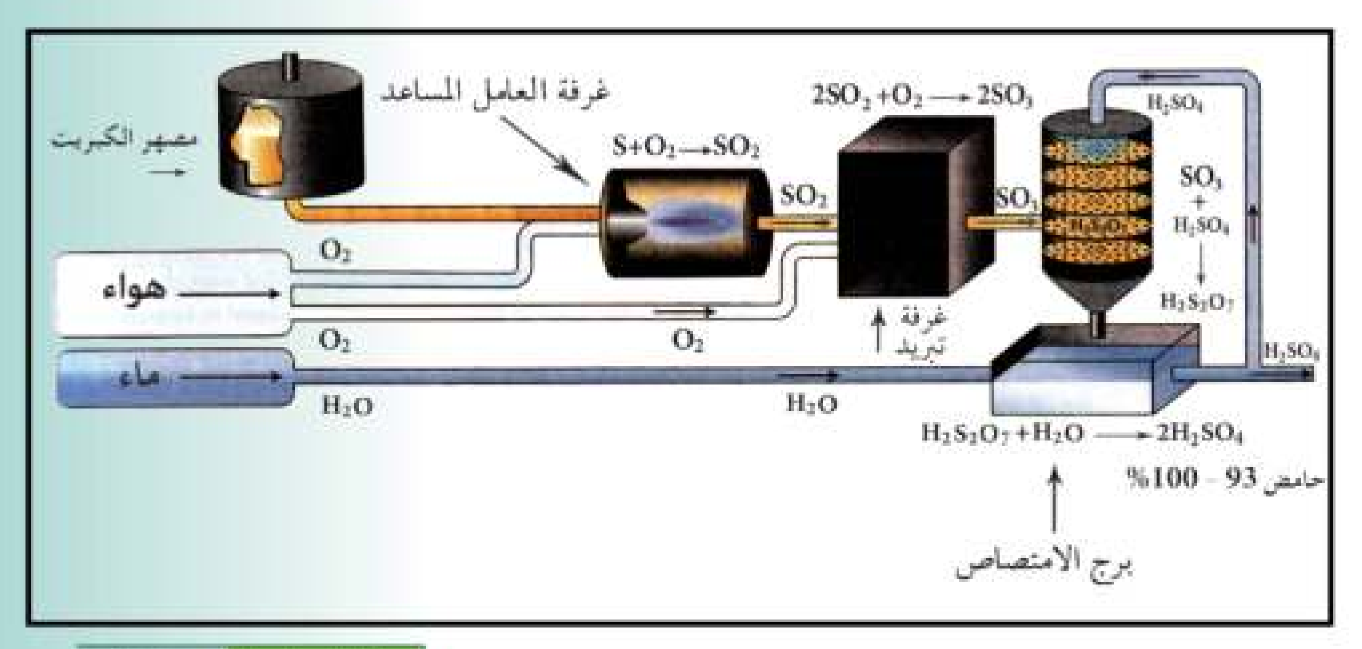
ثلاثي اوكسيد الكبريت   هواء   ثنائي اوكسيد الكبريت

ثم يضاف حامض الكبريتيك المركز فيتكون $H_2S_2O_7$ الداخن ثـم يتم بعدها اضافة الماء فيتكون حامض الكبريتيك المركز وفقا للمعادلات الآتية :

$$SO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow H_2S_2O_7$$

حامض الكبريتيك الداخن

$$H_2S_2O_7 + H_2O \longrightarrow 2H_2SO_4$$



مخطط لمراحل تحضير حامض الكبريتيك صناعياً بطريقة التلامس.

حامض الكبريتيك سائل زيتي القوام عديم اللون والرائحة وله كثافة عالية تبلغ 1.84 غم/سم3 . يذوب في الماء بجميع التراكيز مولد حرارة عالية مما يستوجب الحذر عند تخفيفه.

يسلك حامض الكبريتيك كعامل مجفف حيث يمتلك ميلا شديدا لانتزاع الماء من المركبات العضوية ونلاحظ ذلك عند غمر مقدار ملعقة من السكر في وعاء بحامض الكبريتيك المركز، سنلاحظ بروز مادة كاربونية سوداء من الوعاء، [الشكل (8 – 9)] نتيجة تفحم السكر حسب المعادلة الاتية:





حاوية معدنية لنقل كميات تجارية من حامض الكبريتيك المركز.



الشكل (8 – 9)
يمتلك حامض الكبريتيك ميلاً شديداً لانتزاع الماء من المركبات العضوية ونلاحظ ذلك عند اضافة حامض الكبريتيك المركز الى بيكر يحتوي مقدار من سكر القصب.

2 – استعمالات حامض الكبريتيك

ينتج حامض الكبريتيك سنوياً بكميات كبيرة تفوق أي مادة كيميائية أخرى. ويستعمل الحامض لاغراض متعددة اهمها:

1 – في تحضير الحوامض الاخرى، كحامض النتريك والهيدروكلوريك بسبب درجة غليانه العالية.

2 – في تجفيف المواد، لاسيما الغازات التي لاتتفاعل معه بسبب ميله الشديد للاتحاد بالماء.

3 – في تنقية البترول، وازا لة الشوائب عنه.

4 – في صناعة المتفجرات كنترات الكليسيرين ونترات السيليلوز.

5 – في اذابة الصدأ الذي يكسو الادوات الحديدية قبل طلائها بالخارصين.

6 – في صناعة البطاريات، (بطاريات الخزن الرصاصية)، وفي الطلاء الكهربائي بسبب نقل محاليله للتيار الكهربائي.

7 – في صناعة الاسمدة الكيميائية مثل كبريتات الامونيوم والاسمدة الفوسفاتية.

8 – 4 الكبريتات

هي املاح حامض الكبريتيك الناتجة من تفاعله مع الفلزات أو أكاسيدها أو هيدروكسيداتها أو كاربوناتها حيث تتكون أملاح الكبريتات الفلزية كما في حالة فلز الخارصين وأوكسيد الخارصين وهيدروكسيد الخارصين وكاربونات الخارصين وكما مبين في المعادلات الآتية:

$$ZnO + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2O$$

أوكسيد الخارصين	حامض الكبريتيك المخفف	كبريتات الخارصين	ماء

$$Zn(OH)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + 2H_2O$$

هيدروكسيد الخارصين	حامض الكبريتيك المخفف	كبريتات الخارصين	ماء

$$ZnCO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + CO_2\uparrow + H_2O$$

كاربونات الخارصين — حامض الكبريتيك المخفف — كبريتات الخارصين — ثنائي اوكسيد الكاربون — ماء

وتتوفر العديد من أملاح الكبريتات المائية في الطبيعة في مناجم ملحية مثل كبريتات الصوديوم المائية $Na_2SO_4.10H_2O$ أو ترسبات مثل كبريتات الكالسيوم المائية $CaSO_4.2H_2O$ والمعروف محلياً بأسم البورك والذي يجفف بدرجة حرارة مناسبة إلى $(CaSO_4)_2.H_2O$ ويستعمل في البناء وفي النقوش المعمارية وفي صناعة التماثيل وفي تجبير العظام. وتستعمل كبريتات المغنيسيوم المائية $MgSO_4.7H_2O$ في صناعة الأنسجة القطنية في حين تستعمل كبريتات الأمونيوم $(NH_4)_2SO_4$ كسماد نتروجيني.

8 ـ 4 ـ 1 الكشف عن أيون الكبريتات

ويمكن الكشف عن أيونات الكبريتات في محاليلها المائية بإضافة محلول يحتوي على أيونات الباريوم مثل كلوريد الباريوم إليها حيث سيتكون راسب من كبريتات الباريوم البيضاء:

$$BaCl_2 + SO_4^{2-} \longrightarrow BaSO_4\downarrow + 2Cl^-$$

كلوريد الباريوم — أيونات الكبريتات — كبريتات الباريوم (راسب أبيض) — أيونات الكلوريد

أسئلة الفصل الثامن

1.8 تتدرج الخواص الفيزيائية لعناصر الزمرة السادسة VIA من الأوكسجين إلى البولونيوم، أذكر هذه الصفات.

2.8 ما الصفة الالكترونية المشتركة لعناصر الزمرة السادسة VIA ؟

3.8 أختر الجواب المناسب الذي يكمل العبارات الآتية:

أ. يوجد عنصر الكبريت في الطبيعة بصورة:

1 – حرة فقط.

2 – مركبات فقط.

3 – حرة ومركبات.

ب. توجد بعض العناصر مثل الكبريت، الفوسفور، والكاربون في الحالة الصلبة بأشكال مختلفة تتمايز فيما بينها في بعض الخواص الفيزيائية تدعى:

1 – صور العنصر

2 – أشكال العنصر

3 – أنواع العنصر

ج. من بين الجزيئات الصلبة الآتية في الحالة الحرة جزيء واحدة يحتوي على ثمان ذرات هو جزيء:

1 – الكاربون   2 – اليود

3 – الكبريت   4 – الفوسفور الأبيض

4.8 بين ماذا يحدث عند تمرير غاز كبريتيد الهيدروجين في محاليل كبريتات الخارصين، خلات الرصاص، و كبريتات النحاس ؟ وضح ذلك مستعيناً بالمعادلات.

5.8 يستخرج الكبريت الحر الموجود تحت الأرض كما في حقول المشراق بطريقة فراش التي تتضمن مد ثلاث أنابيب متحدة المركز إلى أعماق مختلفة من باطن الأرض حيث يضخ الماء بدرجة ($170\ ^oC$):

أ. بين كيف يمكن الحصول على الماء الساخن بدرجة ($170\ ^oC$) مع العلم أن درجة غليان الماء هي ($100\ ^oC$)؟

ب. ما الذي يمرر في الأنبوبة الخارجية(أ)؟

ج. ما دور الأنبوبة (ب) في هذه العملية؟

6.8 كيف تفصل خليطاً ناعماً جداً من ملح الطعام والطباشير والكبريت، صف طريقة عملية لفصل هذه المواد للحصول عليها بشكل نقي وجاف.

7.8 اكتب معادلات كيميائية موزونة لتفاعل الكبريت المباشر مع الفلزات واللافلزات.

8.8 أشرح باختصار طريقة التلامس لتصنيع حامض الكبريتيك تجارياً مع المعادلات اللازمة.

9.8 أكمل ووازن التفاعلات التالية مع ذكر أسماء المواد المتفاعلة والناتجة:

a) $FeS + H_2SO_4 \longrightarrow$

b) $SO_3 + H_2O \longrightarrow$

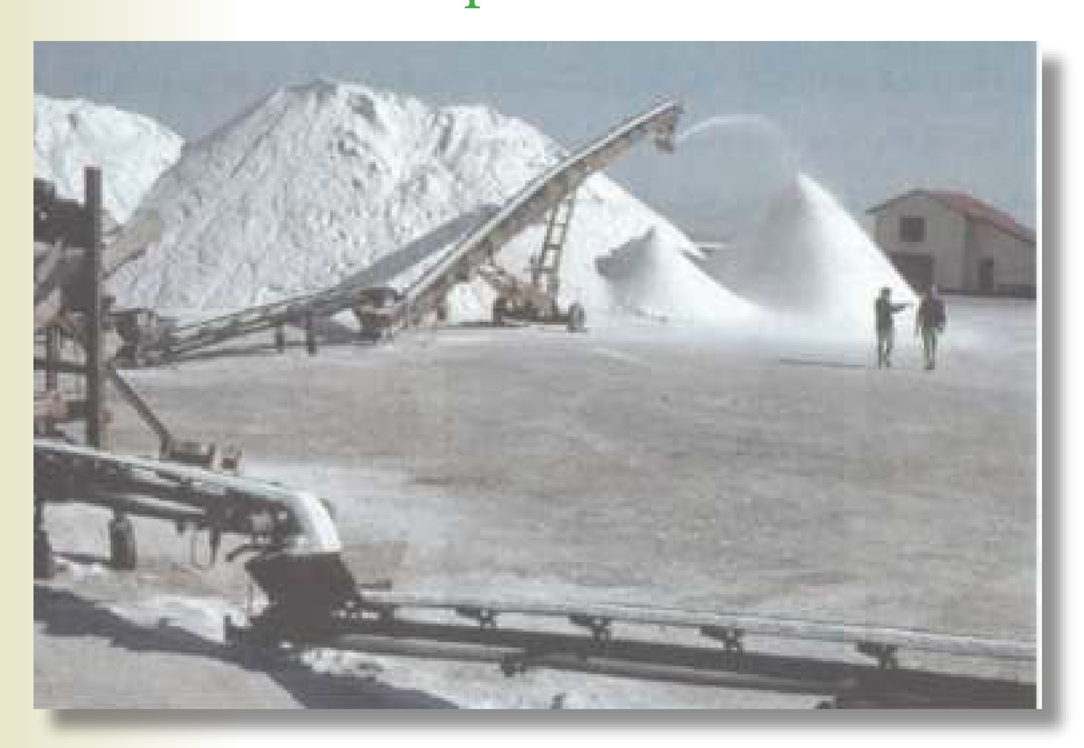
c) $BaCl_2 + SO_4^{2-} \longrightarrow$

الفصل التاسع

9

الزمرة السابعة

Group VIIA



بعد الانتهاء من دراسة هذا الفصل يكون الطالب قادراً على ان :

- ☐ يحدد موقع الزمرة السابعة VIIA في الجدول الدوري.
- ☐ يعرف رموز واسماء عناصر هذه الزمرة.
- ☐ يدرك الصفات العامة للزمرة السابعة.
- ☐ يدرك اهمية الكلور وبعض مركباته.
- ☐ يستدل او يكشف عن الكلوريدات وغاز كلوريد الهيدروجين.

9 – 1 عناصر الزمرة السابعة



عناصر هذه الزمرة هي الفلور (F) والكلور (Cl) والبروم (Br) واليود (I) والاستاتين (At) وتسمى عناصر الزمرة بالهالوجينات وتتميز بصفات لافلزية عالية، وهي شديدة الفعالية لذا لا توجد حرة في الطبيعة بل متحدة مع غيرها من العناصر. تتشابه عناصر هذه الزمرة في كثير من خواصها الفيزيائية أو الكيميائية مع وجود تدرج واضح في هذه الخواص إضافة الى ذلك يوجد بينها بعض الاختلاف في خواص أخرى.

الهالوجينات.

ويبين الشكل (9 – 1) موقع هذه الزمرة في الجدول الدوري.

1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8	9 VIIIB	10	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub						

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

الشكل (9 – 1)
موقع الزمرة VIIA في الجدول الدوري.

9 – 2 الصفات العامة للزمرة السابعة (الهالوجينات)

أ – تحتوي جميع عناصر هذه الزمرة على سبعة الكترونات في غلافها الخارجي وتميل في تفاعلاتها الى اكتساب الكترون واحد لاشباع غلافها الخارجي. وتتدرج قابليتها على اكتساب الالكترون من الفلور الى اليود.

ب – توجد الهالوجينات في درجة الحرارة الاعتيادية في

حالات فيزيائية مختلفة فالفلور (F_2) والكلور (Cl_2) غازات اما البروم (Br_2) فهو سائل واليود (I_2) صلب. [الشكل (9 – 2)].

جـ - الهالوجينات مواد ملونة لانها تمتص جزء من الاشعة المرئية التي تسقط عليها.

د - تزداد درجة انصهار وغليان الهالوجينات مع ازدياد العدد الذري.



الشكل (9 – 2)
الكلور غاز والبروم سائل واليود صلب.

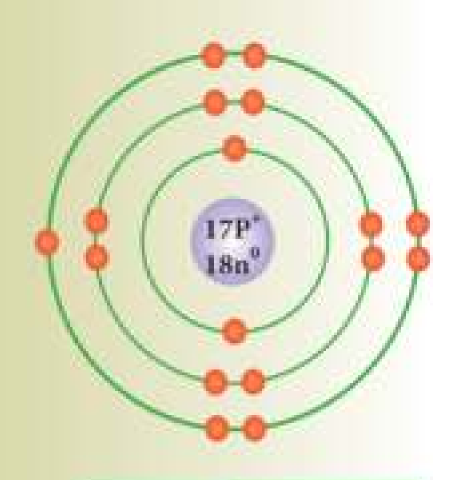
9 – 3 غاز الكلور Chlorine

رمز العنصر: Cl

العدد الذري: 17

عدد الكتلة: 35

تم التعرف على غاز الكلور لأول مرة في عام (1774م) من قبل العالم شل (Scheel) من تفاعل ثنائي اوكسيد المنغنيز (MnO_2) مع حامض الهيدروكلوريك المركز.



رسم الترتيب الالكتروني لذرة الكلور.

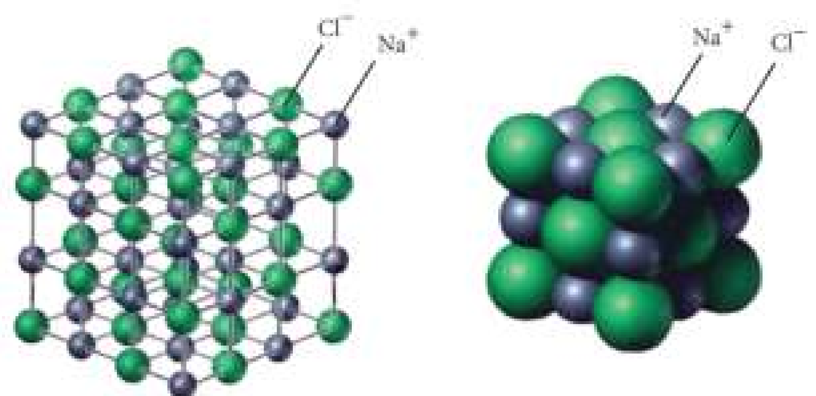
الترتيب الالكتروني:

رمز الغلاف	رقم الغلاف(n)	عدد الالكترونات
K	1	2
L	2	8
M	3	7

يتبين من الترتيب الالكتروني لذرة الكلور انها تميل لاكتساب الكترون واحد لملئ غلافها الخارجي (الغلاف الثالث) لذلك يكون الكلور في معظم مركباته احادي التكافؤ والعدد التأكسدي له (1-) لانه يميل لاكتساب الكترون واحد لتكوين ايون الكلوريد السالب (Cl^-).

9 - 3 - 1 وجود الكلور

لا يوجد الكلور حراً في الطبيعة لفعاليته الكيميائية العالية ولاتحاده بسهولة مع غيره من العناصر وتكوينه مركبات الكلور الواسعة الانتشار في الطبيعة واهمها كلوريد الصوديوم NaCl (ملح الطعام) الذي يعد اكثر الاملاح انتشاراً في الطبيعة فهو يوجد في ماءالبحر كما يوجد في الترسبات الملحية تحت سطح الارض والشكل (9 – 3) يوضح الشبكة البلورية لجزيئة كلوريد الصوديوم (NaCl).



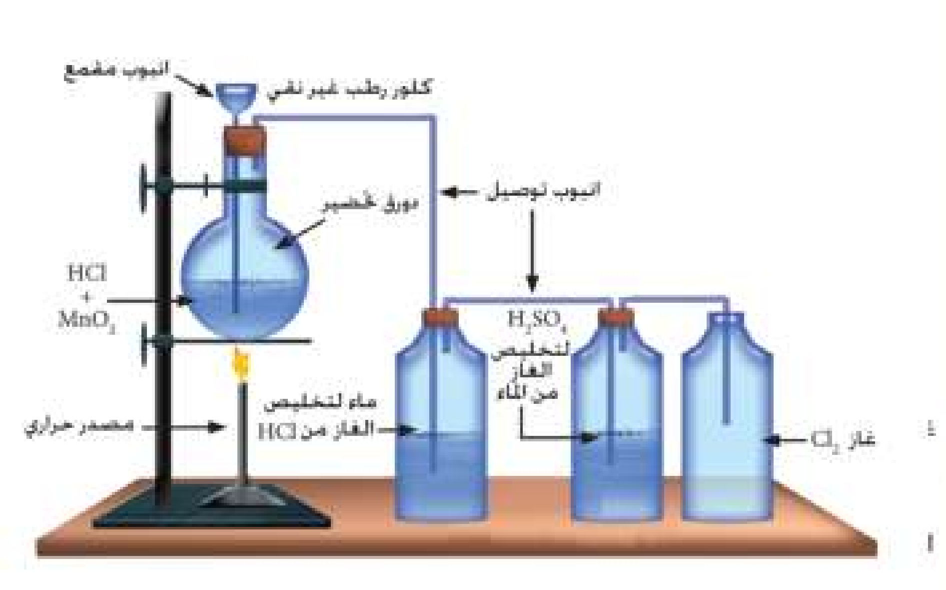
الشكل (9 – 3)
الشبكة البلورية لكلوريد الصوديوم.

9 - 3 - 2 تحضير غاز الكلور

أ - تحضير الغاز مختبرياً

يحضر غاز الكلور في المختبر كما في الشكل (9 – 4) من اكسدة حامض الهيدروكلوريك المركز بواسطة ثنائي اوكسيد المنغنيز وحسب المعادلة الاتية:

$$4HCl + MnO_2 \xrightarrow{\text{حرارة}} MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2\uparrow$$

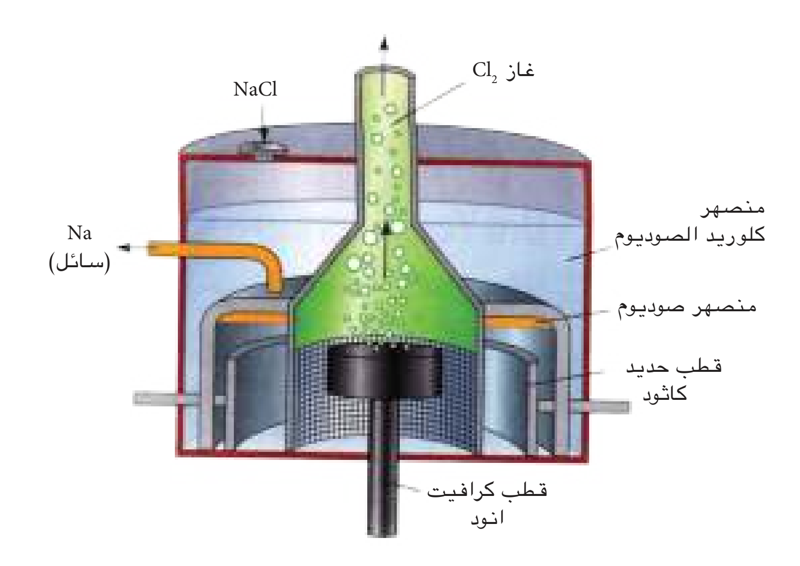


الشكل (9 – 4)
جهاز تحضير الكلور مختبرياً.

ويخلص الغاز الناتج من غاز HCl والماء (الرطوبة) بامراره على قناني حاوية على الماء وحامض الكبريتيك على التوالي. حيث يلاحظ ان ثنائي اوكسيد المنغنيز في هذه التجربة لا يسلك سلوك عامل مساعد وانما يُستهلك بعد انتهاء التفاعل فهو يسلك كعامل مؤكسد

ب - تحضير الغاز صناعياً

يحضر غاز الكلور صناعياً بالتحليل الكهربائي لمحلول كلوريد الصوديوم في الماء او لمنصهر كلوريد الصوديوم في خلية التحليل الكهربائي كما في الشكل (9 – 5).



الشكل (9 – 5) جهاز التحليل الكهربائي لمنصهر NaCl.

$$2NaCl \xrightarrow[\text{يمر بالمنصهر}]{\text{تيار كهربائي مستمر}} 2Na + Cl_2 \uparrow$$

عند القطب السالب (2Na) — عند القطب الموجب (Cl_2)

9 - 3 - 3 خواص غاز الكلور

1 – لونه اخضر مصفر.

2 – يتم جمع الغاز بازاحة الهواء إلى الأعلى مما يدل على أن غاز الكلور أثقل من الهواء.

3 – غاز قليل الذوبان في الماء بدرجة الحرارة الاعتيادية.

4 – يمتاز غاز الكلور برائحته الخانقة فهو يهاجم الانسجة المخاطية للانف والبلعوم وعند استنشاقه بكمية كبيرة يتلف الرئتين ويؤدي الى الموت.

5 – يتفاعل غاز الكلور بشدةمع الفلزات الفعالة مثل

الصوديوم المسخن مكوناً كلوريد الصوديوم NaCl الذي هو مركب أيوني:

$$2Na + Cl_2 \xrightarrow{\Delta} 2NaCl$$

6 - يتفاعل غاز الكلور بشدة مع اللافلزات مثل الفسفور مكوناً كلوريدات الفسفور التي هي مركبات تساهمية.

$$2P + 3Cl_2 \longrightarrow 2PCl_3$$

ثلاثي كلوريد الفسفور

$$2P + 5Cl_2 \longrightarrow 2PCl_5$$

خماسي كلوريد الفسفور

7 - يتحد غاز الكلور مع غاز الهيدروجين مكوناً غاز كلوريد الهيدروجين كما في المعادلة الاتية:

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl\uparrow$$

غاز الهيدروجين   غاز الكلور   غاز كلوريد الهيدروجين

9 - 3 - 4 استعمالات غاز الكلور

يستفاد من غاز الكلور في مجالات كثيرة منها:

1 - تستعمل في تعقيم مياه الشرب واحواض السباحة.

2 - تستخدم بعض مركبات الكلور في تحضير بعض العقاقير الطبية.

3 - يدخل الكلور في تركيب كثير من المذيبات العضوية الصناعية مثل الكلوروفورم $CHCl_3$ وثنائي كلوريد المثيل CH_2Cl_2 ورباعي كلوريد الكاربون CCl_4.

4 - يستعمل الكلور في قصر الوان الانسجة النباتية حيث يعمل كقاصر ومعقم. يتفاعل الكلور مع الماء عند ذوبانه فيه ببطيء في درجات الحرارة الاعتيادية وبسرعة في ضوء الشمس. فهو يتحد مع الماء محرراً الاوكسجين في حالته الذرية ويسمى بالاوكسجين الذري الذي يمتاز بانه فعال جداً حيث يقوم بازالة الالوان النباتية (قصرها) وقتل الجراثيم للتعقيم. وحسب المعادلة الاتية:

$$H_2O + Cl_2 \longrightarrow 2HCl + [O]$$

ماء   كلور   محلول كلوريد الهيدروجين   اوكسجين في حالته الذرية

5 – يستعمل الكلور في قصر الوان الملابس القطنية بصورة خاصة ولايُستعمل في قصر الصوف والحرير الطبيعي لانه يتلفها. ضع زهرة ملونة او ورقة نباتية في قنينة فيها غاز الكلور الجاف فلا نلاحظ تاثيراً ظاهراً. والآن بلل الزهرة او الورقة النباتية وادخلها في قنينة الغاز واتركها مدة تشاهد زوال اللون مما يدل على ان غاز الكلور يقصر الالوان النباتية وان للماء اهمية كثيرة في عملية القصر حيث يتكون الاوكسجين الذري الذي يقوم بعملية قصر الالوان كما اشرنا اعلاه.

6 – عند امرار غاز الكلور في هيدروكسيد الكالسيوم الجاف $Ca(OH)_2$ يتكون مسحوق أبيض من هايبوكلوريت الكالسيوم $Ca(OCl)_2$ وهو المادة الفعالة للمسحوق القاصر والذي يستعمل في قصر الالوان والتعقيم وذلك عند تفاعله مع الماء بوجود غاز ثنائي اوكسيد الكاربون، يكون حامض الهايبوكلوروز HClO الذي يتفكك مولداً الاوكسجين الذري الذي يقوم بعملية القصر كما في المعادلات الاتية:

$$\underset{\text{هايبوكلوريت الكالسيوم}}{Ca(OCl)_2} + CO_2 + H_2O \longrightarrow CaCO_3 + \underset{\text{حامض الهايبوكلوروز}}{2HClO}$$

$$HClO \longrightarrow HCl + \underset{\text{اوكسجين ذري}}{O^{\cdot}}$$

9 – 4 غاز كلوريد الهيدروجين HCl

لا يوجد غاز كلوريد الهيدروجين حراً في الطبيعة ولكنه يوجد في العصارات المعدية بشكل محلول لحامض الهيدروكلوريك الذي يساعد على هضم البروتينات.

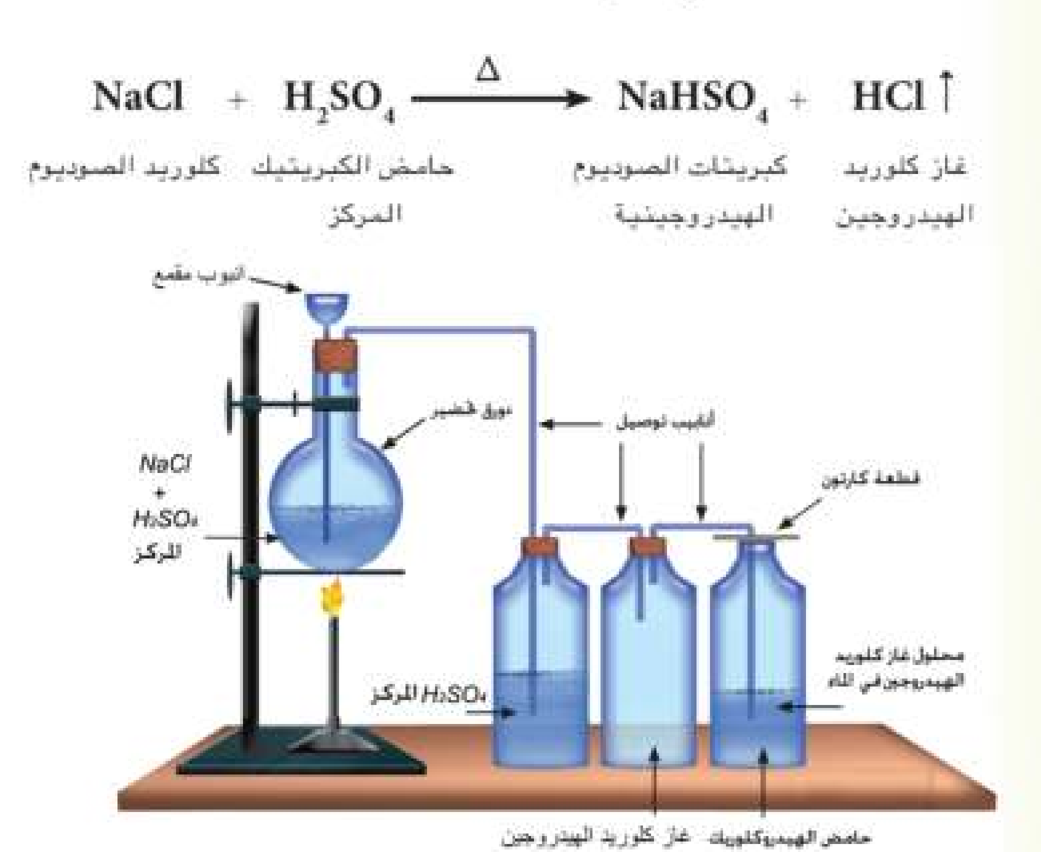
9 - 4 - 1 تحضير غاز HCl في المختبر

يحضر الغاز في المختبر من تفاعل حامض الكبريتيك المركز مع كلوريد الصوديوم كما في الشكل (9 – 6) وحسب

معادلة التفاعل الاتية:

$$NaCl + H_2SO_4 \xrightarrow{\Delta} NaHSO_4 + HCl \uparrow$$

كلوريد الصوديوم   حامض الكبريتيك المركز   كبريتات الصوديوم الهيدروجينية   غاز كلوريد الهيدروجين



الشكل (9 – 6)
جهاز مختبري لتحضير غاز كلوريد الهيدروجين.

نضع كمية مناسبة (10g) تقريباً من كلوريد الصوديوم النقي في دورق زجاجي ذو سداد يخترقه انبوبان الأول يمتد إلى قعر الدورق والثاني أنبوب توصيل يمتد إلى قنينة زجاجية تحتوي على حامض الكبريتيك المركز بحيث تنغمر نهاية الأنبوب في الحامض، ومن هذه القنينة يخرج أنبوب توصيل آخر يمتد إلى قنينة جمع الغاز الجاف. يسكب في الانبوب المقمع حامض الكبريتيك المركز بحيث يغطي الملح. يسخن الدورق بهدوء نلاحظ حدوث تفاعل مصحوب بانبعاث غاز كلوريد الهيدروجين. نجمع عدة قناني من الغاز ونغلق فوهاتها بأغطية زجاجية ونحتفظ بها لدراسة خواص الغاز.

9 ـ 4 ـ 2 خواص كلوريد الهيدروجين

ناخذ احدى القناني المملوءة بالغاز والتي تم جمعها عند تحضيره. ومن اهم خواصه :

1 – غاز عديم اللون ويمتاز برائحة خانقة نفاذة.

2 – اثقل من الهواء يجمع بازاحة الهواء الى الاعلى.

3 – المحلول المائي لغاز كلوريد الهيدروجين حامضي التأثير على الدلائل ويسمى حامض الهيدروكلوريك، حيث يغير لون ورقة زهرة الشمس الزرقاء الى اللون الاحمر.

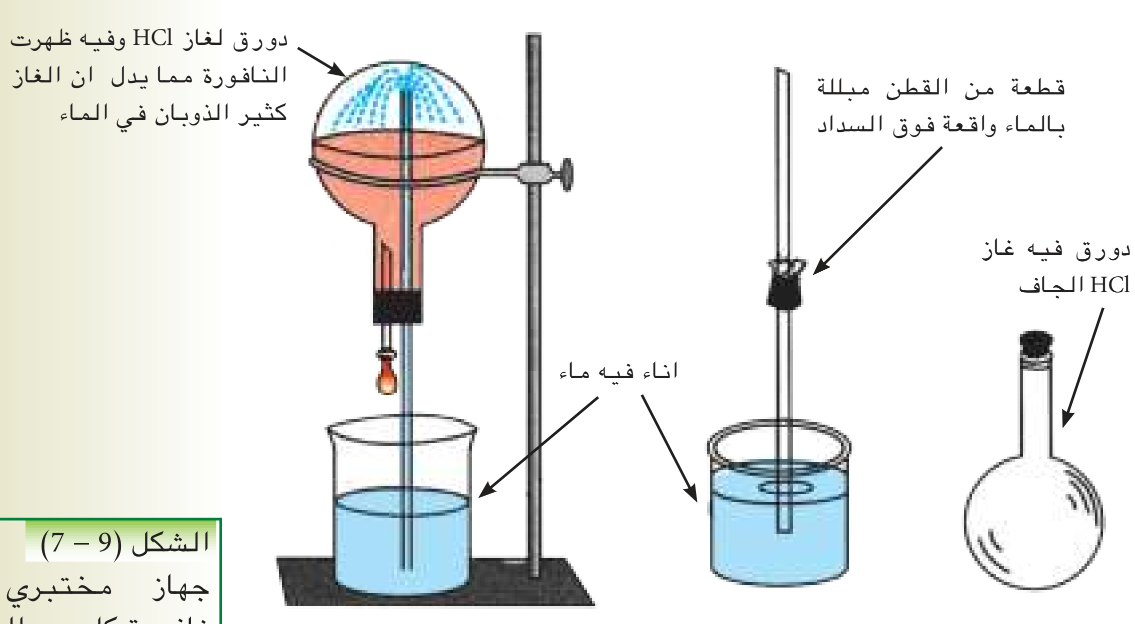
4 – كثير الذوبان في الماء وللتأكد من هذه الخاصية تجرى التجربة الاتية:

نغلق فوهة احد قناني الغاز بسداد مطاطي ذي ثقبين الثقب الاول تخترقه قطارة يحتوي على ماء ويخترق الثقب الثاني انبوب زجاجي مستدق النهاية يمتد الى قعر قنينة الغاز تقريباً. ندخل نهاية الانبوب الخارجية في حوض ماء يحتوي على القليل من دليل المثيل البرتقالي ثم نضغط على بصلة القطارة ونلاحظ تدفق الماء بقوة داخل القنينة عن طريق الانبوب الزجاجي الممتد الى قعر الكأس بشكل نافورة ملونة بلون احمر نتيجة لذوبان الغاز في قطرات الماء المحتجزة في القطارة وبذلك يتخلخل الضغط في قنينة الغاز مما يدل على انه كثير الذوبان في الماء. كما في الشكل (9 – 7) الذي يبين نافورة غاز كلوريد الهيدروجين.

(ولا تتم هذه التجربة في الجو الرطب).



الحوامض تغير لون ورقة زهرة الشمس الزرقاء الى حمراء.



الشكل (9 – 7)
جهاز مختبري لتحضير نافورة كلوريد الهيدروجين.

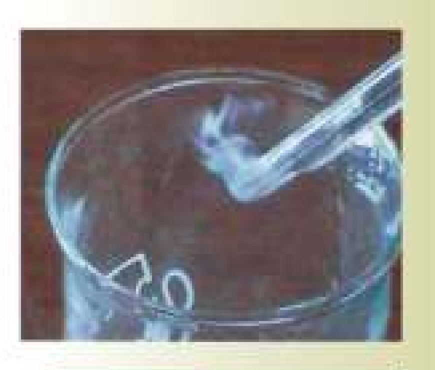
5 – يتفاعل غاز كلوريد الهيدروجين مع برادة الحديد مكوناً كلوريد الحديد (II) ومحرراً غاز الهيدروجين حسب التفاعل الآتي:



$$Fe + 2HCl \xrightarrow{\Delta} FeCl_2 + H_2\uparrow$$

حديد — غاز كلوريد الهيدروجين — كلوريد الحديد (II) — هيدروجين

6 – غاز لا يشتعل ولا يساعد على الاشتعال.



الشكل (9 – 8)
الكشف عن غاز كلوريد الهيدروجين.

9 ـ 4 ـ 3 الكشف عن غاز كلوريد الهيدروجين

يغمر ساق زجاجي في محلول الأمونيا ثم نخرجه ونقربه من فوهة قنينة فيها غاز كلوريد الهيدروجين نلاحظ تكون مادة ضبابية بيضاء من كلوريد الأمونيوم ناتجة من اتحاد غاز كلوريد الهيدروجين مع غاز الأمونيا المنبعث من محلول الأمونيا كما في الشكل (9 – 8).

$$NH_3 + HCl\uparrow \longrightarrow NH_4Cl$$

غاز الامونيا — غاز كلوريد الهيدروجين — كلوريد الامونيوم مادة ضبابية بيضاء

ويعد هذا التفاعل طريقة للكشف عن وجود غاز كلوريد الهيدروجين وأيضاً يمكن استخدامه للكشف عن غاز الامونيا في الوقت نفسه.

ومن الجدير بالذكر ان اذابة غاز كلوريد الهيدروجين في الماء ينتج محلولاً يسمى حامض الهيدروكلوريك الذي يمكن الكشف عنه بإضافة نترات الفضة $AgNO_3$ حيث يتكون راسب أبيض من كلوريد الفضة وكما سيأتي في كشف الكلوريدات.

9 – 5 الكلوريدات

وهي املاح لحامض الهيدروكلوريك وتنشأ من احلال فلز او جذر كالامونيوم مثلاً محل هيدروجين الحامض كما في المعادلات الآتية:

$$Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2$$

مغنيسيوم — حامض الهيدروكلوريك — كلوريدالمغنيسيوم — هيدروجين

$$NH_4OH + HCl \longrightarrow NH_4Cl + H_2O$$

هيدروكسيد الامونيوم — حامض الهيدروكلوريك — كلوريد الامونيوم — ماء

يمكن الحصول على الكلوريدات ايضاً من الاتحاد المباشر بين غاز الكلور والفلزات كما في كلوريد الصوديوم NaCl وكلوريد البوتاسيوم KCl .

ان جميع الكلوريدات قابلة للذوبان في الماء عدا كلوريد الفضة AgCl وكلوريد الزئبق (II) $HgCl_2$ أما كلوريد الرصاص $PbCl_2$ فيذوب في الماء الحار ولا يذوب في الماء البارد.

الكشف (الاستدلال) عن الكلوريدات

يستفاد من عدم ذوبان كلوريد الفضة في الماء كوسيلة للكشف (الاستدلال) عن الكلوريدات وذلك باضافة محلول نترات الفضة الى محاليها الرائقة مثل محلول NaCl ومحلول حامض الهيدروكلوريك حيث يتكون راسب ابيض من كلوريد الفضة القابل للذوبان بسهولة في محلول الامونيا كما في المعادلات التالية على التوالي:

$$AgNO_3 + NaCl \longrightarrow AgCl \downarrow + NaNO_3$$

نترات الفضة — كلوريد الصوديوم — كلوريد الفضة راسب ابيض — نترات الصوديوم

$$AgNO_3 + HCl \longrightarrow AgCl \downarrow + HNO_3$$

نترات الفضة — حامض الهيدروكلوريك — كلوريد الفضة راسب ابيض — حامض النتريك

أسئلة الفصل التاسع

1.9 كم عدد الالكترونات الموجودة في الغلاف الخارجي لذرات عناصر الزمرة السابعة VIIA (الهالوجينات).

2.9 هل تميل عناصر الزمرة السابعة الى اكتساب اوفقدان الالكترونات لاشباع غلافها الخارجي ولماذا ؟

3.9 ما اهم تفاعلات غاز الكلور ؟

4.9 اختر الاجابة الصحيحة لما يناسب كل عبارة مما يأتي:

1 - ان اهم مركب مرتبط بحياة الانسان وواسع الانتشار في الطبيعة هو (كلوريد الكالسيوم، كلوريد الصوديوم، كلوريد المغنيسيوم، كلوريد البوتاسيوم)

2 - لغاز الكلور لون يميزه عن كثير من الغازات هو اللون (الاحمر ، الاخضر ، الاصفر ، الاخضر المصفر)

3 - تميل ذرة الكلور عند اتحادها بذرة الصوديوم لاكتساب عدد من الالكترونات يساوي (1 ، 2 ، 3 ، 4)

4 - غاز واحد من الغازات الاتية له القابلية على قصر الالوان النباتية هو (الهيدروجين ، الامونيا ، النتروجين ، الكلور)

5.9 اكمل ووازن معادلات التفاعلات الاتية:

$$MnO_2 + HCl \xrightarrow{\text{حرارة}}$$

$$NaCl\ (\text{منصهر}) \xrightarrow{\text{تيار كهربائي}}$$

$$Fe + HCl \longrightarrow$$

$$Mg + HCl \longrightarrow$$

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow$$

$$NH_4OH + HCl \longrightarrow$$

6.9 علل ما يأتي:

1 - يكون الكلور في مركباته على العموم احادي التكافؤ كما في (NaCl).

2 - غاز الكلور لا يقصر الالوان النباتية الا بوجود الماء

3 - تتكون مادة ضبابية عند تقريب محلول الامونيا (هيدروكسيد الامونيوم) من قنينة حامض الهيدروكلوريك المركز.

7.9 كيف تستدل او تكشف عن وجود ما يأتي:

1 - حامض الهيدروكلوريك.

2 - غاز كلوريد الهيدروجين.

8.9 ماذا نقصد بالكلوريدات ؟ بين بمعادلات كيميائيةكيفية الحصول على (كلوريد المغنيسيوم وكلوريد الامونيوم)

9.9 وضح اهم استعمالات غاز الكلور .

10.9 بين مع الرسم جهاز تحضير غاز الكلور مختبريا مع ذكر اهم خواص هذا الغاز .

11.9 اكمل الفراغات الاتية بما يناسبها:

1 - يحضر غاز كلوريد الهيدروجين مختبريا من تفاعل .... مع .... كما في المعادلة ....

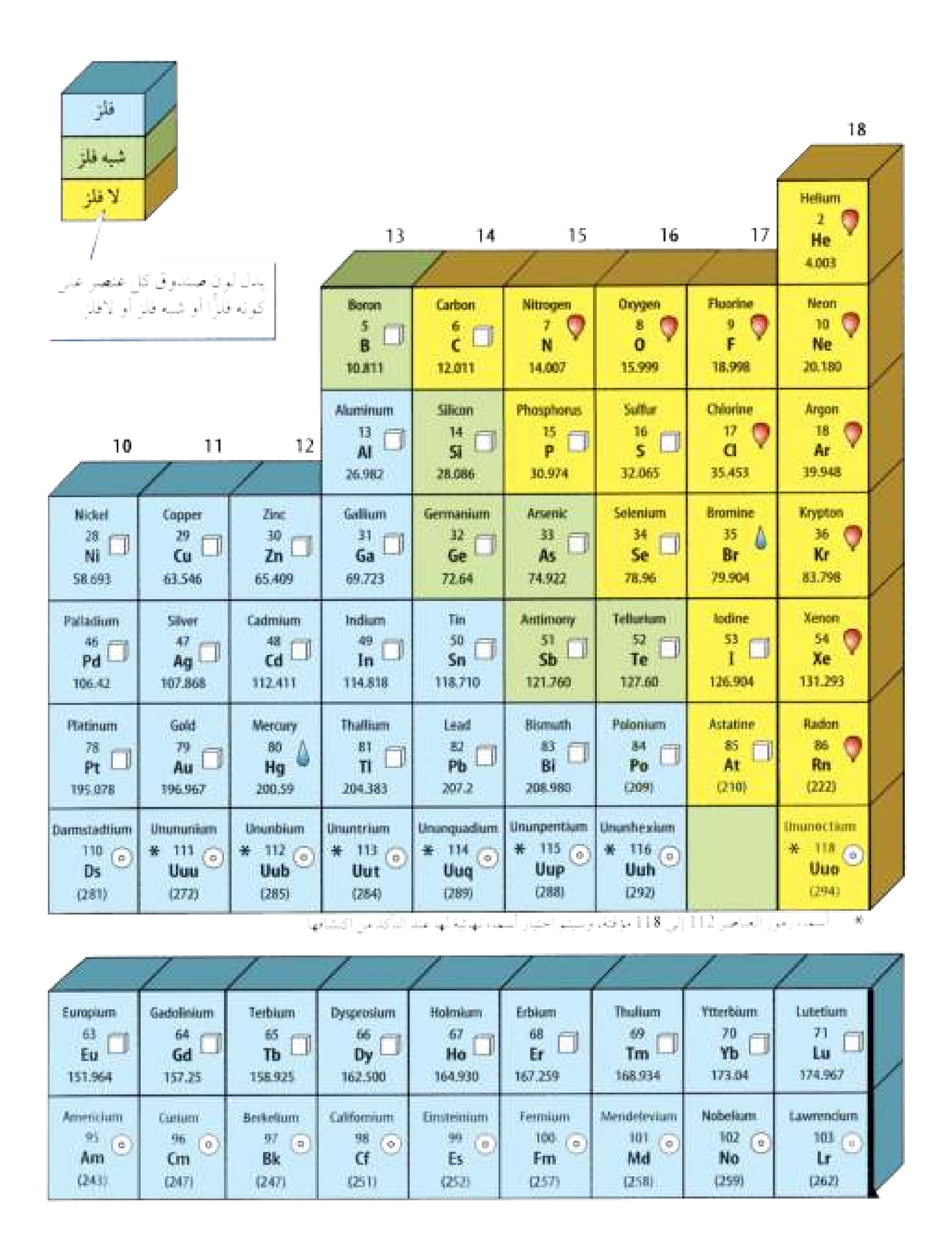
2 - ومن اهم خواص غاز كلوريد الهيدروجين الفيزيائية ...... و .... و .... و ....

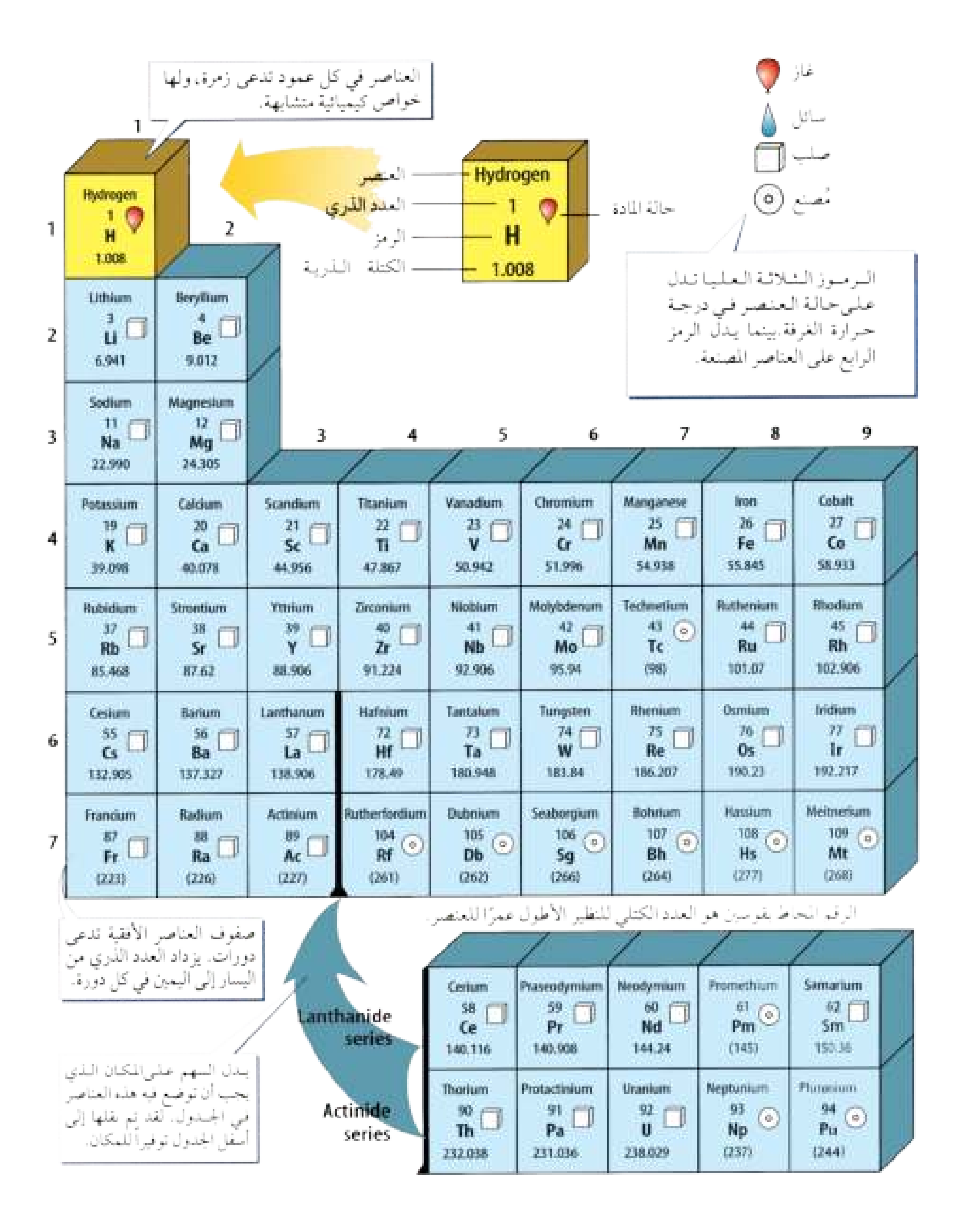
3 – اذا كان عدد الكتلة لذرة الكلور 35 والعدد الذري 17 فان عدد الالكترونات يساوي .... وعدد البروتونات يساوي .... وعدد النيوترنات يساوي ....

4 – تسمى املاح حامض الهيدروكلوريك بـ ....

5 – يتفاعل حامض الهيدروكلوريك مع كاربونات الكالسيوم وتتكون نتيجة هذا التفاعل المواد الاتية .... و .... و ....

الجدول الدوري للعناصر





العناصر في كل عمود تدعى زمرة، ولها
خواص كيميائية متشابهة.
غاز
سائل
صلب
مُصنع
العنصر
العدد الذري
الرمز
الكتلة الذرية
حالة المادة
Hydrogen 1 H 1.008
الرموز الثلاثة العليا تدل
على حالة العنصر في درجة
حرارة الغرفة، بينما يدل الرمز
الرابع على العناصر المصنعة.
1
2
3
4
5
6
7
8
9
Hydrogen 1 H 1.008
Lithium 3 Li 6.941
Beryllium 4 Be 9.012
Sodium 11 Na 22.990
Magnesium 12 Mg 24.305
Potassium 19 K 39.098
Calcium 20 Ca 40.078
Scandium 21 Sc 44.956
Titanium 22 Ti 47.867
Vanadium 23 V 50.942
Chromium 24 Cr 51.996
Manganese 25 Mn 54.938
Iron 26 Fe 55.845
Cobalt 27 Co 58.933
Rubidium 37 Rb 85.468
Strontium 38 Sr 87.62
Yttrium 39 Y 88.906
Zirconium 40 Zr 91.224
Niobium 41 Nb 92.906
Molybdenum 42 Mo 95.94
Technetium 43 Tc (98)
Ruthenium 44 Ru 101.07
Rhodium 45 Rh 102.906
Cesium 55 Cs 132.905
Barium 56 Ba 137.327
Lanthanum 57 La 138.906
Hafnium 72 Hf 178.49
Tantalum 73 Ta 180.948
Tungsten 74 W 183.84
Rhenium 75 Re 186.207
Osmium 76 Os 190.23
Iridium 77 Ir 192.217
Francium 87 Fr (223)
Radium 88 Ra (226)
Actinium 89 Ac (227)
Rutherfordium 104 Rf (261)
Dubnium 105 Db (262)
Seaborgium 106 Sg (266)
Bohrium 107 Bh (264)
Hassium 108 Hs (277)
Meitnerium 109 Mt (268)
الرقم المحاط بقوسين هو العدد الكتلي للنظير الأطول عمرًا للعنصر.
صفوف العناصر الأفقية تدعى
دورات. يزداد العدد الذري من
اليسار إلى اليمين في كل دورة.
Lanthanide series
Actinide series
Cerium 58 Ce 140.116
Praseodymium 59 Pr 140.908
Neodymium 60 Nd 144.24
Promethium 61 Pm (145)
Samarium 62 Sm 150.36
Thorium 90 Th 232.038
Protactinium 91 Pa 231.036
Uranium 92 U 238.029
Neptunium 93 Np (237)
Plutonium 94 Pu (244)
يدل السهم على المكان الذي
يجب أن توضع فيه هذه العناصر
في الجدول. لقد تم نقلها إلى
أسفل الجدول توفيرًا للمكان.

الرموز و الاعداد الذرية لبعض العناصر

العنصر	الرمز	العدد الذري	العنصر	الرمز	العدد الذري
Actinium	Ac	89	Einsteinium	Es	99
Aluminium	Al	13	Erbium	Er	68
Americium	Am	95	Europium	Eu	63
Antimony	Sb	51	Fermium	Fm	100
Argon	Ar	18	Fluorine	F	9
Arsenic	As	33	Francium	Fr	87
Astatine	At	85	Gadolinium	Gd	64
Barium	Ba	56	Gallium	Ga	31
Berkelium	Bk	97	Germanium	Ge	32
Beryllium	Be	4	Gold	Au	79
Bismuth	Bi	83	Hafnium	Hf	72
Boron	B	5	Helium	He	2
Bromine	Br	35	Holmium	Ho	67
Cadmium	Cd	48	Hydrogen	H	1
Calcium	Ca	20	Indium	In	49
Californium	Cf	98	Iodine	I	53
Carbon	C	6	Iridium	Ir	77
Cerium	Ce	58	Iron	Fe	26
Cesium	Cs	55	Krypton	Kr	36
Chlorine	Cl	17	Lanthanum	La	57
Chromium	Cr	24	Lawrencium	Lr	103
Cobalt	Co	27	Lead	Pb	82
Copper	Cu	29	Lithium	Li	3
Curium	Cm	96	Lutetium	Lu	71
Dysperosium	Dy	66	Magnesium	Mg	12

الرموز و الاعداد الذرية لبعض العناصر

العدد الذري	الرمز	العنصر	العدد الذري	الرمز	العنصر
44	Ru	Ruthenium	25	Mn	Manganese
62	Sm	Samarium	101	Md	Mendelevium
21	Sc	Scandium	80	Hg	Mercury
34	Se	Selenium	42	Mo	Molybdenum
14	Si	Silicon	60	Nd	Neodymium
47	Ag	Silver	10	Ne	Neon
11	Na	Sodium	93	Np	Neptunium
38	Sr	Strontium	28	Ni	Nickel
16	S	Sulfur	41	Nb	Niobium
73	Ta	Tantalum	7	N	Nitrogen
43	Tc	Technetium	102	No	Nobelium
52	Te	Tellurium	76	Os	Osmium
65	Tb	Terbium	8	O	Oxygen
81	Tl	Thallium	46	Pd	Palladium
90	Th	Thorium	15	P	Phosphorus
69	Tm	Thulium	78	Pt	Platinum
50	Sn	Tin	94	Pu	Plutonium
22	Ti	Titanium	84	Po	Polonium
74	W	Tungsten	19	K	Potassium
92	U	Uranium	59	Pr	Praseodymium
23	V	Vanadium	61	Pm	Promethium
54	Xe	Xenon	91	Pa	Protactinium
70	Yb	Ytterbium	88	Ra	Radium
39	Y	Yttrium	86	Rn	Radon
30	Zn	Zinc	75	Re	Rhenium
40	Zr	Zirconium	45	Rh	Rhodium

تم بحمده